



ANNUAIRE DE CHIMIE

[illegible]

[illegible]

RÉPERTOIRE

[illegible]

[illegible]

E. MILLON ET J. REISET

[illegible]

[illegible]

A PARIS
CHEZ J.-B. BAILLIÈRE
[illegible] NATIONALE DE [illegible]
[illegible]
[illegible]
[illegible]

ANNUAIRE
DE CHIMIE

COMPRENANT

LES APPLICATIONS DE CETTE SCIENCE

A LA MÉDECINE ET A LA PHARMACIE

OU

RÉPERTOIRE

DES DÉCOUVERTES ET DES NOUVEAUX TRAVAUX EN CHIMIE

FAITS DANS LES DIVERSES PARTIES DE L'EUROPE

PAR

E. MILLON ET J. REISET

AVEC LA COLLABORATION

DE M. J. NICKLÈS

1848

A PARIS

CHEZ J.-B. BAILLIÈRE

LIBRAIRE DE L'ACADÉMIE NATIONALE DE MÉDECINE

17, RUE DE L'ÉCOLE-DE-MÉDECINE

A LONDRES, CHEZ H. BAILLIÈRE, 219, REGENT-STREET

1848

TABLE DES MATIÈRES.

CHIMIE MINÉRALE.

FAITS GÉNÉRAUX DE PHYSIQUE ET DE CHIMIE.

MÉTALLOÏDES LIBRES ET COMBINÉS.

Oxygène.

Carbone.

Soufre.

Sélénium.

Phosphore.

Azote.

Chlore.

Iode.

Brome.

Fluor.

Ozone.

Silicium.

Air atmosphérique.

GÉNÉRALITÉS SUR LES MÉTAUX ET SUR LES SELS.

MÉTAUX LIBRES ET COMBINÉS.

Potassium.

Sodium.

Calcium.

Aluminium.

Zinc.

Cadmium.

Fer.

Manganèse.

Étain.

Cuivre.

Osmium.

Argent.

Platine.

Or.

ANALYSES ET PROCÉDÉS ANALYTIQUES.

ALLIAGES, VERRES, POTERIE.

MINÉRAUX.

EAUX MINÉRALES.

Poussières météoriques.

Roche.

CHIMIE ORGANIQUE.

GÉNÉRALITÉS SUR LES SUBSTANCES ORGANIQUES.

AMMONIAQUE, CYANOGÈNE ET PRODUITS QUI EN DÉRIVENT.

ALCOOLS.

Alcool acétique et ses dérivés.

Alcool méthylique ou formique.

Alcool œnanthylique.

Alcool amylique ou valérique.

Acides dérivés des alcools.

SÉRIE BENZOÏQUE.

AMIDON, SUCRE, LIGNEUX, PECTINE ET PRODUITS QUI EN DÉRIVENT.

ACIDES ORGANIQUES.

CORPS GRAS.

CIRE.

ESSENCES ET RÉSINES.

ALCALIS ORGANIQUES.

MATIÈRES COLORANTES.

PRINCIPES VÉGÉTAUX INDÉTERMINÉS ET MATIÈRES VÉGÉTALES COMPLEXES.

FERMENTATIONS.

PRODUITS DE DESTRUCTION DES VÉGÉTAUX.

Houilles.

Engrais.

Cendres et terrains.

RECHERCHES CHIMICO-PHYSIOLOGIQUES SUR LES VÉGÉTAUX.

CHIMIE ANIMALE.

CONSTITUTION CHIMIQUE DES TISSUS ET DES FLUIDES ANIMAUX.

RECHERCHES CHIMICO-PHYSIOLOGIQUES SUR LES ANIMAUX.

FIN DE LA TABLE DES MATIÈRES.

ANNUAIRE DE CHIMIE.

CHIMIE MINÉRALE.

1. — Détermination du poids du litre d'air; par M. V. Regnault (*Mémoires de l'Institut*, t. XXI).

Dans l'*Annuaire de Chimie*, 1846, p. 9, nous avons donné, d'après un travail récent de M. Regnault, la densité des gaz azote, oxygène, hydrogène, acide carbonique, en la rapportant à celle de l'air prise pour unité; mais dans un grand nombre de circonstances on a besoin de connaître le poids absolu de ces gaz; on obtient facilement celui-ci quand on connaît le poids absolu du litre d'air pris dans les conditions normales, c'est-à-dire à 0°, et sous la pression de 760^{mm} de mercure. Cette détermination a été faite par M. Regnault, et nous donnons un extrait de son mémoire contenu dans le tome XXI des *Mémoires de l'Institut*.

Le poids du litre d'air sec a été déterminé autrefois avec beaucoup de soin par MM. Biot et Arago; ils ont trouvé que ce poids était à Paris de $1^{gr},299541$ (*Mémoires de l'Académie des sciences pour* 1806). Ce nombre a été généralement adopté par les physiciens.

Cependant, si l'on réfléchit aux imperfections que présentait encore la théorie des gaz et des vapeurs à l'époque où ces physiciens s'occupaient de leur travail, au grand nombre de corrections incertaines qu'ils étaient obligés d'introduire dans leurs calculs; enfin, si l'on fait attention qu'ils ont opéré sur de l'air chargé de vapeur aqueuse, dont ils tâchaient de tenir compte par une correction de calcul, et que, malgré les précautions les plus minutieuses, cette circonstance devait amener nécessairement de grandes perturbations dans leurs expériences, on comprendra qu'il était nécessaire de faire

de nouvelles déterminations de cette importante donnée, qui est employée à chaque instant en physique et en chimie.

On a employé le même ballon qui avait servi à déterminer la densité des gaz ; il contient 12^{gr},778 d'air à 0°, et sous la pression de 760^{mm}. Il faut donc connaître exactement sa capacité pour en déduire immédiatement le poids du litre d'air ; or, d'après le principe qui a présidé à l'établissement de notre système métrique, il suffit de déterminer le poids de l'eau à 4°, qui remplit la capacité que le ballon présente à la température de 0°.

Pour cela on a opéré de la manière suivante :

On a pesé le ballon ouvert sur une bonne balance ; son poids a été trouvé égal à 1258^{gr},55, la température ambiante étant de 4°,2, et la hauteur du baromètre réduite à 0° de 757^{mm},89.

On a introduit dans le ballon une petite quantité d'eau, et l'on a fait le vide au moyen de la machine pneumatique, pendant qu'on chauffait le ballon. On est parvenu ainsi à expulser complétement l'air atmosphérique au moyen de la vapeur qui se développait incessamment ; on a fermé ensuite le robinet du ballon.

D'un autre côté, on a fait bouillir dans un grand ballon de l'eau distillée parfaitement pure, pour la débarrasser complétement de l'air que l'eau renferme toujours en dissolution à la température ordinaire. On a fixé sur la tubulure en cuivre du ballon à densité, au moyen d'un tube de caoutchouc, un tube de verre deux fois recourbé, dont on a fait descendre l'une des branches jusqu'au fond du ballon, dans lequel l'eau était maintenue en ébullition. En ouvrant le robinet du ballon à densité, parfaitement vide d'air, l'eau bouillante y pénétrait lentement, sans arriver au contact de l'air; elle était par conséquent exactement privée de ce fluide.

Le ballon étant complétement rempli d'eau, on a enlevé le tube recourbé, on l'a remplacé par un tube à boule que l'on maintenait rempli d'eau bouillie, et qui fournissait au ballon la quantité d'eau nécessaire pour le maintenir plein, à mesure que la température s'abaissait.

Lorsque le ballon plein d'eau fut redescendu à la température ambiante, on le disposa dans un grand vase en zinc à fond percé de trous, et on l'enveloppa complétement de glace fondante, en ayant soin de tasser cette glace à mesure qu'elle fondait sur les parois du ballon.

Dans une première expérience, le ballon fut laissé pendant treize

heures dans la glace; on ferma alors le robinet, et, après avoir détaché le tube à boule rempli d'eau, on essuya exactement la tubulure qui surmonte le robinet.

Le ballon sorti de la glace fut placé dans un grand vase rempli d'eau à une température un peu supérieure à celle de la chambre dans laquelle se trouvait la balance destinée à le peser; on l'y laissa pendant deux heures, afin qu'il prît peu à peu la température de cette chambre. Comme l'eau se contracte à mesure que sa température s'élève à partir de 0°, le ballon pouvait rester fermé sans qu'une rupture fût à craindre.

Le poids du ballon plein d'eau fut trouvé de... 11126gr,05
La température de la chambre était de........ 6°
La hauteur du baromètre réduite à 0°......... 761mm,77

Au moyen de ces données, on peut calculer le poids dans le vide de l'eau qui remplissait le ballon.

L'enveloppe du ballon pesait 1258gr,55 à la température de 4°,2 sous la pression de 757mm,89; cette enveloppe présente le même poids, à 1 milligramme près, à 6°, et sous la pression de 761mm,77, de sorte que le poids apparent de l'eau dans l'air est de 9867gr,50, auquel il faut ajouter le poids de l'air déplacé par cette eau.

Or, le poids de l'air sec qui remplit le ballon à 0° sous la pression de 760mm, a été trouvé de 12gr,778; on aura donc pour le poids de l'air qui remplirait ce ballon à 6° sous la pression de 761mm,77, en supposant une fraction de saturation de l'air = 0,7, qui est à peu près celle qui existait au moment de la pesée, et qui correspond à une tension de vapeur égale à 4mm,90 :

$$12^{gr},778 \cdot \frac{1}{1+0,003665 \cdot 6^{\circ}} \cdot \frac{756,87+\frac{10}{16} \cdot 4,90}{760} = 12^{gr},473.$$

Le poids de l'eau à 0° qui remplit le ballon à 0° est donc 9879gr,973.

D'après les expériences de M. Pierre, la densité de l'eau étant 1 à 0°, elle est $\frac{1}{0,999881}$ à 4°.

Le poids de l'eau à 4° qui occupe la capacité que le ballon présente à 0° est donc :

$$9879^{gr},973 \cdot \frac{1}{0,999881} = 9881,060.$$

Dans une seconde expérience, le ballon est resté dix-huit heures

dans la glace fondante; le poids absolu de l'eau à 4°, qui remplit le ballon à 0°, a été trouvé de 9881^{gr},113.

Dans une troisième expérience, le ballon est resté seulement six heures dans la glace; le poids de l'eau à 4°, qui remplit le ballon à 0°, a été trouvé de 9881^{gr},229. Cette troisième pesée a donné probablement un nombre un peu trop fort, parce que le ballon n'avait été laissé à dessein que peu de temps dans la glace, afin de reconnaître la différence que cette circonstance pouvait apporter dans les résultats.

Nous adopterons à cause de cela la moyenne des deux premières expériences, savoir :

$$9881^{gr},086.$$

M. Regnault a voulu reconnaître par une expérience directe si la correction qu'il a faite pour ramener l'eau à 4° était suffisamment exacte. A cet effet, il a plongé le ballon dans un grand baquet plein d'eau que l'on agitait fréquemment, et que l'on maintenait rigoureusement à la température de 4°.

Dans une première expérience, le ballon est resté pendant six heures dans l'eau à 4°. Le poids dans le vide de l'eau à 4°, qui remplit le ballon à 4°, a été trouvé de 9882^{gr},185.

Dans une seconde expérience, le ballon est resté pendant quinze heures dans l'eau à 4°. On a trouvé pour le poids de l'eau qui le remplissait 9882^{gr},118.

Moyenne des deux expériences, 9882^{gr},152.

Or, le poids de l'eau à 4°, qui remplit le ballon à 0°, est de 9881^{gr},086. La capacité V du ballon à 0° devient à 4°, V (1 + K. 4°).

En supposant K = 0,0000235, qui est la valeur que M. Regnault a trouvée pour le coefficient de dilatation d'un petit ballon en cristal de Choisy-le-Roy.

On aura donc pour le poids de l'eau à 4°, qui remplit le ballon à 4° :

$$9881^{gr},086. (1 + 0,0000235.4°) = 9882^{gr},000$$

au lieu de 9882^{gr},152, trouvé par la pesée directe; la différence s'élève à peine à $\frac{16}{100000}$, et il est difficile de décider si elle tient à une petite erreur sur la dilatation de l'eau ou du ballon.

La capacité du ballon est donc à 0° 9^l,881086.

Le poids de l'air qui remplit ce ballon à 0°, et sous la pression de 760^{mm} étant de 12^{gr},7781, on trouve pour le poids du litre d'air, 1^{gr},293187, valeur notablement plus faible que celle qui a été admise jusqu'ici d'après les expériences de MM. Biot et Arago.

On déduit de là et des densités des gaz azote, oxygène, hydrogène, acide carbonique :

Densités.		Poids du litre.		
1	.....	1^{gr},293187	.....	air atmosphérique.
0,97137	.....	1 ,256167	.....	gaz azote.
1,10563	.....	1 ,429802	.....	gaz oxygène.
0,06926	.....	0 ,989578	.....	gaz hydrogène.
1,52901	.....	1 ,977414	.....	gaz acide carbonique.

2. — Études sur le rapport qui existe entre le poids atomique, la forme cristalline et la densité des corps ; par M. FILHOL (*Annales de Chimie et de Physique*, 3e série, t. XXI, p. 415).

Ce sujet, tant de fois traité et qui laisse entrevoir de si amples moissons, a été repris par M. Filhol. Les corrections que les poids atomiques ont subies dans ces dernières années, et les modifications qu'on a apportées à quelques-uns des rapprochements ingénieux qui ont été faits entre l'équivalent, la forme cristalline et la densité, ont déterminé M. Filhol à rechercher si les rapports en question se maintenaient malgré ces changements.

Un premier mémoire, publié à ce sujet par l'auteur, est consacré en majeure partie à un résumé très-net des différents travaux entrepris sur ces questions; il reconnaît avec beaucoup de chimistes, qu'à part la loi d'égalité de volume des corps isomorphes, les vues plus ou moins ingénieuses qu'il discute, sont toutes contestables.

3. — Sur le volume atomique de quelques oxydes isomorphes du système régulier ; par M. GERHARDT (*Journal de Pharmacie et de Chimie*, 3e série, t. XI, p. 381).

Depuis que M. Dumas a annoncé que les métaux isomorphes ont le même volume spécifique, plusieurs tentatives ont été faites pour étendre ces relations aux corps composés. M. Herrmann Kopp entre autres, les a appliquées avec succès au groupe des *spaths*.

Si cependant cette relation n'est pas encore généralisée comme elle le mérite, cela tient moins à la notion exacte que nous avons des corps qu'à la constitution que nous leur attribuons; car en considérant les formules de la martite Fe^2O^3, de la périclase $18MgO + Fe^2O^3$ et de la ceylanite $FeO, Al^2O^3 + 2(MgO, Al^2O^3)$, par exemple, personne ne sera tenté de chercher des rapports entre des corps de constitutions et d'équivalents si différents, d'autant plus que leurs densités sont assez semblables.

A l'aide d'un artifice très-facile, M. Gerhardt est parvenu à faire rentrer dans la loi en question, un bon nombre d'oxydes isomorphes du système régulier; cet artifice consiste à représenter tous ces oxydes par une seule formule type (OM^2), semblable à celle de l'eau OH^2, et dans laquelle M peut être remplacé par des métaux différents, en proportions indéfinies, pourvu que la somme des équivalents de ces métaux soit égale à 2.

4. — Sur la formation des cristaux; par M. Knop (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLI, p. 81).

M. Knop a publié une série d'observations très-intéressantes au point de vue cristallographique. Comme il serait difficile de les résumer sans nuire à la netteté de leur exposition, nous nous bornerons à renvoyer au travail original.

5. — Cristallisation de sels peu solubles sur un fond rayé; par M. Waller (*Rapport annuel sur les progrès de la Chimie*, année 1848, p. 16).

M. Waller a fait quelques expériences sur le singulier phénomène que des sels peu solubles, qui tendent à se précipiter de leur dissolution, se déposent de préférence sur les places qui ont été récemment touchées ou rayées avec un autre corps sous le liquide. Cette propriété avait été signalée par Wollaston, à l'égard du phosphate ammoniaco-magnésien, sur lequel M. Waller a aussi opéré. Mais la même chose a lieu avec tous les sels peu solubles, produits par le mélange de deux dissolutions et qui ne se précipitent pas sur-le-champ.

L'auteur a observé que, lorsqu'on promène une baguette de verre ou une plume, récemment taillée, sur le verre avant d'y verser la dissolution, les raies n'exercent aucune influence sur la cristal-

lisation qui a lieu plus tard ; il en est de même si l'on raye le verre après que l'une ou l'autre des dissolutions a été introduite ; pour que la cristallisation s'opère de préférence sur les raies, il faut nécessairement les faire lorsque le mélange se trouve déjà dans le verre.

M. Waller a trouvé que lorsqu'on verse sur une lame de verre une dissolution convenablement diluée d'un sel magnésique, qu'on ajoute une dissolution étendue de phosphate de soude, mélangée avec un peu de carbonate d'ammoniaque, et qu'ensuite on passe une plume à travers la couche liquide en touchant le verre, il se dépose quelques instants après une cristallisation fine sur le chemin parcouru par la plume ; les cristaux se déposent en premier lieu à la surface et ensuite sur le verre. La figure, formée à la surface, n'est jamais aussi régulière, parce qu'elle est dérangée par les courants d'air, mais elle est suffisamment distincte pour prouver que la plume produit à la surface supérieure le même effet qu'à la surface inférieure, et qu'il n'y a aucune autre cause qui ait concouru à faire déposer les cristaux sur la surface supérieure plutôt dans la direction parcourue par la plume que dans toute autre. Cette observation réunie à la circonstance que la raie faite avant le mélange des deux solutions ne produit aucun effet, prouve que nous n'avons jusqu'à présent aucune idée de la cause du phénomène.

Le verre n'est pas absolument nécessaire à l'apparition de ce phénomène; la surface sur laquelle repose le liquide peut être d'une nature quelconque ; il faut seulement qu'elle soit assez unie pour que le phénomène puisse être observé. Les métaux sont les corps sur lesquels il réussit le moins bien.

6. — Mémoire sur les équivalents; par M. JACQUELAIN (*Revue scientifique*, t. XXXI, p. 239).

L'auteur divise son travail en quatre parties, la première, qu'il publie aujourd'hui, traite de la préparation d'un certain nombre de corps simples ou composés dans un grand état de pureté, les trois autres parties que M. Jacquelain publiera ultérieurement, comprendront, 1° la détermination des équivalents de vingt-six corps indécomposés : 2° des perfectionnements d'analyse minérale, 3° une discussion des théories qui se rattachent à l'étude des équivalents.

Nous attendrons pour suivre M. Jacquelain dans cette longue carrière, qu'il ait appliqué à sa détermination des équivalents, les

nombreux procédés de purification qu'il décrit; c'est alors qu'on pourra en apprécier l'utilité et la portée.

M. Jacquelain a fait suivre son travail d'une réclamation de priorité sur la réduction des chlorures par l'hydrogène. Il déclare qu'il a précédé M. Péligot dans cette étude, et a cherché le premier à arriver ainsi à la préparation des métaux purs.

7. — Sur l'équivalent de la magnésie; par M. Scheerer (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXIX, p. 535 et t. LXX, p. 410).

Pour déterminer l'équivalent de la magnésie, M. Scheerer s'est servi du sulfate de magnésie qu'il a décomposé par le chlorure de barium en excès. Dix expériences l'avaient conduit au nombre 250,37. M. Berzélius lui ayant fait observer que le sulfate de baryte a pu entraîner un peu de sulfate de magnésie, M. Scheerer a repris son travail, et il a trouvé en effet, interposée dans le sulfate de baryte, une quantité de magnésie suffisante pour élever l'équivalent de cette base de quelques décimales.

M. Scheerer admet donc comme nouvel équivalent le nombre 251,33.

8. — Sur l'équivalent du titane; par M. I. Pierre (*Annales de Chimie et de Physique*, 3e série, t. XX, p. 257).

M. Pierre s'est servi, pour la détermination de l'équivalent du titane, de la méthode imaginée par M. Gay-Lussac, pour l'analyse des alliages d'argent, et appliquée par M. Pelouze à la recherche des poids atomiques de plusieurs corps simples.

A l'aide de cette méthode, l'auteur a trouvé pour l'équivalent du titane, le nombre 314,69 qui diffère beaucoup de 303,686 généralement adopté, d'après M. H. Rose.

9. — Sur l'équivalent du tantale et du niobium; par M. Hermann (*Journal für prakt. Chemie*, t. XL, p. 477).

Dans l'*Annuaire de Chimie* de 1847, p. 99, M. Hermann admettait pour l'équivalent du tantale le nombre 1531,71. Ce nombre avait été calculé avec l'ancien équivalent du chlore, et en supposant que l'acide tantalique avait pour formule TaO^2.

En faisant ce calcul avec le nouvel équivalent du chlore, M. Her-

mann obtient le nombre 1331,15, qui s'accorde assez bien avec la composition du chloride de tantale.

Quant au niobium, M. Hermann n'étant pas certain d'avoir opéré sur du niobate de soude pur, il se borne à considérer comme approximatif l'équivalent 1251,53 qu'il établit.

10. — Sur la condensation des gaz; par M. Faraday (*Annalen der Physik und Chemie*, complément à 1846, p. 193).

A côté des expériences qu'il a déjà fait connaître (*Annuaire de Chimie*, 1846, p. 30), le nouveau travail de M. Faraday contient encore quelques détails intéressants que nous résumons :

Les gaz examinés ci-après, n'ont pas changé d'état à une température de —166 degrés Farenheit, et sous les pressions désignées dans le tableau suivant :

Hydrogène.............	à 27	atmosphères.
Oxygène..............	à 27	id.
Azote.................	à 50	id.
Bioxyde d'azote.........	à 50	id.
Oxyde de carbone......	à 40	id.
Gaz de houille *(coal gas)*.	à 32	id.

Les liquides qui ne se solidifient pas à —166 degrés Farenheit, sont : le chlore, l'éther, l'alcool, le sulfure de carbone, la caoutchine, l'essence de térébenthine rectifiée; à —106 degrés l'alcool et les deux derniers commencent à devenir visqueux; à —166 degrés l'alcool possède la consistance de l'huile. M. Faraday a constaté que le gaz oléfiant et le protoxyde d'azote présentent certaines anomalies de tension qui lui font soupçonner, dans ces gaz, la présence d'un corps plus volatil qu'eux.

Le gaz oléfiant possède, d'après M. Faraday, la propriété de se dissoudre dans l'alcool concentré, l'éther et l'essence de térébenthine, mais ce gaz, dans le plus grand état de pureté possible, a toujours laissé un résidu insoluble dans ces différents véhicules.

11. — Sur les décompositions attribuées à l'influence des corps catalytiques; par M. Lyon Playfair (*Philosophical magazine*, 3e série, vol. XXXI, p. 192).

Dans une discussion assez étendue, et cependant fort incomplète,

M. Playfair a tâché de montrer que plusieurs des phénomènes attribués généralement à l'influence des *corps de contact* pourraient s'expliquer par une modification de l'affinité.

A l'appui de sa manière de voir, M. Playfair ne cite aucun fait nouveau, et il se contente de choisir ceux dans lesquels on peut attribuer au corps de contact employé, une certaine *affinité accessoire* sur les éléments des corps en décomposition ; mais il se garde d'aborder les phénomènes très-nets où l'inertie d'affinité bien constatée du corps de contact exclut toute idée d'une participation chimique ; aussi la discussion de M. Playfair n'avance-t-elle en rien cette question intéressante.

12. — Revue de certaines opinions sur les ferments et la catalyse; par M. R. Hare (*Revue scientifique*, t. XXIX, p. 416).

Il nous a été impossible de découvrir dans cette discussion, aucun fait propre à éclaircir ou à avancer la question : l'article, conforme à son titre, ne peut être considéré que comme une revue des opinions mises en avant par différents chimistes.

13. — Sur la décomposition de l'eau par le platine, ou l'oxyde ferroso-ferrique au rouge blanc; par M. G. Wilson (*Philosophical magazine*, 3e série, vol. XXXI, p. 177).

Nous avons rendu compte (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 8) des expériences de M. Grove, sur la décomposition de l'eau à l'aide d'un fil de platine chauffé au rouge blanc, par un courant électrique. L'auteur attribuait cette décomposition à la température élevée du platine : M. Wilson a cru pouvoir rattacher à ce phénomène, le dégagement de gaz produit par les globules de fer oxydulé, fondus et projetés au rouge blanc dans l'eau, lorsqu'on brûle un fil de fer dans l'oxygène; mais il a reconnu que tous les globules indistinctement, ne décomposent pas l'eau. Les globules un peu gros qui proviennent de la combustion d'un fil épais, la décomposent presque tous, tandis que les petits globules obtenus en brûlant un fil mince, ne produisent aucun dégagement gazeux. L'examen attentif de ces globules a montré que ceux qui décomposent l'eau sont formés d'une enveloppe de fer oxydulé, ayant au centre un noyau de fer parfaitement métallique.

Le dégagement gazeux s'explique ainsi par l'oxydation du fer

métallique rouge blanc en contact avec l'eau. Le gaz recueilli était de l'hydrogène mélangé avec une très-petite quantité d'air atmosphérique.

M. Wilson se livre ensuite à des considérations étendues sur l'interprétation à donner aux expériences de M. Grove ; puisque le fil de platine rougi possède également la propriété de décomposer l'eau, ou de provoquer la combinaison de ses éléments gazeux, il faut admettre que, dans l'un des cas la température est différente, ou que le platine agit comme corps de contact.

Les *Annales de Chimie et de Physique* ont reproduit avec détails les expériences de M. Grove (3e *série*, t. XXI, p. 129); nous y renvoyons le lecteur.

14. — Sur la combustion du fer dans l'oxygène; par M. Blucher (*Archiv der Pharmacie*, t. XCVIII, p. 154).

M. de Blucher a observé que, quand on expose à un courant d'oxygène, une barre de fer chauffée au rouge, en ayant soin de donner à celle-ci une direction presque horizontale, le fer se brûle sans production d'étincelles ; la chaleur qui se produit est tellement forte, qu'une grande quantité de fer fond sans s'oxyder, et s'écoule avec l'oxyde formé. Si on reçoit la masse en fusion dans un mortier de fonte, les gouttes métalliques s'aplatissent à mesure qu'elles tombent et constituent finalement une masse, composée de couches alternatives de fer et d'oxyde.

Si au contraire, on le laisse tomber dans l'eau, le fer fondu se ramasse en globules de la grosseur d'un pois, empâtés dans l'oxyde.

Un fil de platine d'une ligne de diamètre, introduit dans une barre de fer creuse, s'est fondu rapidement en formant un alliage avec le fer liquéfié ; un cylindre en agathe de deux lignes de diamètre, inséré également dans un cylindre en fer, est entré en fusion tout aussi rapidement que le fil de platine, et il a formé un silicate de fer.

15. — Congélation du mercure dans un creuset incandescent; par M. Faraday. (*Annales de Chimie et de Physique*, 3e série, t. XIX, p. 383).

Un creuset de platine a été porté au rouge et maintenu à cette température ; M. Faraday y a introduit alors de l'éther, puis de l'acide carbonique solide, et enfin il a plongé dans le mélange à l'état sphéroïdal, une capsule métallique contenant environ 31 grammes

de mercure : le métal s'est solidifié au bout de deux ou trois secondes.

16. — Congélation de l'eau par son évaporation; par M. Lawrence Smith (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXX, p. 174).

Le moyen mis en usage par M. Smith pour faire congeler l'eau, permet de se passer d'acide sulfurique et conduit malgré cela plus rapidement au but que le procédé usité jusqu'à ce jour.

On dépose à l'aide d'une lampe à huile une couche de suie sur les parois d'un verre de montre, on y verse l'eau à congeler et on la place dans le vide de la machine pneumatique. Pour que l'expérience réussisse, il faut que la couche de suie couvre exactement les parois du verre, de manière à intercepter tout contact immédiat entre le liquide et le verre.

L'expérience se fait encore plus facilement en creusant un bouchon dont la cavité est carbonisée puis tapissée d'une bonne couche de suie; on verse de l'eau dans cette cavité et on place l'appareil dans le vide. 20 grammes d'eau à 73 degrés se sont congelés ainsi au bout de quatre minutes.

Pour faire congeler de grandes quantités d'eau, M. Smith conseille de recouvrir l'intérieur d'une capsule de porcelaine de couches alternatives de suie et d'essence de térébenthine, avec la précaution de chauffer après l'application de chacune des couches.

Dans un vase ainsi préparé, 60 grammes d'eau n'exigent que six minutes pour se congeler. La congélation est chaque fois précédée d'un bouillonnement très-vif.

17. — Mémoire sur des propriétés particulières de l'iode, du phosphore, de l'acide azotique, etc.; par M. Niepce de Saint-Victor (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXV, p. 579 et 785).

Ce travail remarquable est essentiellement du domaine de l'industrie. Il nous apprend à connaître des propriétés qui donnent un nouveau prix aux corps qui en jouissent. Les vapeurs d'iode, de phosphore, absorbées par les corps noirs, de préférence aux blancs; celles de l'acide azotique jouissant de la propriété inverse; ces faits si simples et inconnus jusqu'à ce jour ont été appliqués aussitôt par M. Niepce à la reproduction des gravures.

Ne pouvant donner place à tous les faits curieux contenus dans

le mémoire de M. Niepce, nous lui en emprunterons quelques-uns comme exemples :

« En soumettant une gravure à la vapeur du phosphore brûlant lentement dans l'air et l'appliquant ensuite sur une plaque en cuivre, la mettant sous presse pendant quelques minutes, la soumettant à la vapeur de l'ammoniaque liquide, on a un dessin parfaitement net et très-bien fixé qui n'apparaît nullement lorsqu'on le sépare de la plaque de cuivre, mais qui devient visible sous l'influence des vapeurs d'ammoniaque. Si on se sert d'une plaque d'argent il faut soumettre celle-ci à la vapeur de mercure. »

Les dessins qui ont fixé de l'iode sont transportés sur du papier amidonné. Ceux qui ont été exposés à la vapeur d'acide nitrique sont reproduits sur des plaques de cuivre ou d'argent.

Dans l'emploi de l'acide nitrique on observe un effet inverse aux précédents. Dans ce cas, les blancs seuls ont fixé de la vapeur, les noirs sont restés intacts.

Mais on aurait tort de croire que les noirs absorbent les vapeurs d'iode à l'exclusion des blancs, car en prolongeant le contact, ceux-ci se colorent en orangé jaune brun par de la vapeur d'iode qui s'y condense.

Ces faits ont été rattachés par M. Chevreul, à la théorie de la fixation des couleurs sur les étoffes, avec la différence toutefois que les solides qui ont condensé de ces vapeurs en abandonnent une portion dans le vide.

18. — Sur la préparation de l'oxygène; par M. Keller (*Repertorium für die Pharmacie*, t. XLVII, p. 69).

On fait bouillir le chlorure de chaux du commerce avec de l'eau; 15 grammes de chlorure et 60 grammes d'eau ont fourni 420 centimètres cubes d'oxygène contenant un peu de chlore.

Mélangée avec 8 grammes d'oxyde de manganèse la même quantité de chlorure a produit 620 centimètres cubes. L'auteur s'est assuré que le peroxyde ne s'est pas décomposé durant la réaction.

19. — De l'action calorifique de la pile de Bunsen, du chalumeau à gaz oxygène et hydrogène, sur le carbone pur, artificiel et naturel; par M. Jacquelain (*Annales de Chimie et de Physique*, 3e série, t. XX, p. 459).

Des expériences, anciennes déjà, ont appris que le diamant placé

dans le vide ou dans une atmosphère d'acide carbonique et amené au foyer des lentilles les plus puissantes, devient complétement noir et charbonneux; il acquiert en outre la propriété de tacher en noir les doigts et le papier. M. Jacquelain a essayé de nouveau, sur le diamant, l'action des plus hautes températures dont on dispose aujourd'hui; ainsi la pile de M. Bunsen et le chalumeau alimenté, soit par un mélange d'hydrogène et d'oxygène comprimés, soit par un mélange d'oxygène et d'oxyde de carbone.

La pile de M. Bunsen montée avec 100 couples a produit seule des effets comparables à ceux des lentilles. Il a été permis de constater de nouveau que le diamant, pas plus que le graphite, le charbon dur des cornues à gaz, ne saurait éprouver une véritable fusion. Le carbone ne se volatilise pas davantage; de sorte qu'on peut le considérer encore aujourd'hui, malgré les moyens nouveaux que l'on possède, comme fixe et infusible. Toutefois, sous l'influence de la pile, le diamant se ramollit, passe à l'état de coke, devient bon conducteur de l'électricité et change de densité au point que sa densité primitive qui est de 3,336 se réduit à 2,6778.

20. — Sur la cristallisation du charbon; par M. Cagniard Latour (*L'Institut*, n° 706, p. 226).

M. Cagniard Latour, qui s'occupe depuis longtemps des moyens à employer pour faire cristalliser le charbon, vient d'obtenir des lamelles microscopiques très-minces qu'il croit analogues au diamant dont elles partagent les propriétés.

Voici le point de départ de M. Cagniard Latour: il a pensé que si la silice se trouvait en contact avec du charbon pendant qu'elle serait chauffée assez fortement pour se fondre et se vaporiser, elle dissoudrait ce charbon et en déposerait ensuite sous forme de cristaux, pourvu cependant que la dissolution et la cristallisation, si elles étaient ainsi possibles, eussent lieu dans une atmosphère inerte. Il a opéré dans un fourneau rempli de charbon de chêne mêlé d'un peu de sable siliceux et il a insufflé 500 litres d'oxygène; les lamelles microscopiques se sont trouvées dans le laitier.

Dans une autre expérience il a dardé dans un conduit pratiqué dans une brique, la flamme d'un chalumeau, alimenté d'oxygène et de gaz d'huile; ce dernier en trop forte proportion pour être brûlé. La brique s'est liquéfiée à l'intérieur et dans la masse refroidie on a également reconnu les lamelles en question.

21. — Sur un moyen de transformer le graphite pulvérulent en une masse compacte; par M. Brockedon (*Annalen der Physik und Chemie*, complément à 1846, p. 362).

Le graphite réduit en poudre très-fine est d'abord dépouillé de l'air qu'il renferme puis exposé au choc d'un marteau; la force nécessaire à cette opération est évaluée par l'auteur à 20 000 quintaux.

M. Poggendorff a examiné la densité d'un graphite ainsi comprimé, il l'a trouvée sensiblement = 2,3162 qui ne diffère pas beaucoup de celle du graphite naturel, dont la densité est de 2,1, nombre généralement adopté.

22. — Sur les variations de densité du soufre dans ses divers états; par M. Ch. Deville (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXV, p. 857). — **Recherches sur quelques propriétés du soufre;** par le même (*ibid.*, t. XXVI, p. 117). — **Sur la cristallisation du soufre;** par M. Pasteur (*ibid.*, t. XXVI, p. 48).

Les faits curieux signalés dans ces différents articles sont un acheminement vers la solution de toutes les anomalies que présente l'histoire du soufre (*Annuaire de Chimie* 1846, p. 42 et suiv.).

M. Deville fait voir aujourd'hui « que la transformation moléculaire du soufre se fait par une action continue, fort lente et qu'il en résulte une condensation notable de la substance qui tend constamment à atteindre son maximum de densité, lequel coïncide avec la forme octaédrique du soufre naturel. »

Ainsi, après avoir montré que la densité du soufre octaédrique, naturel ou artificiel, dépassait toujours 2,030, il examine la densité du soufre cristallisé à chaud, et dont la forme appartient, comme on sait, au prisme rhomboïdal oblique; le 26 avril 1845 la densité, prise aussitôt après la fusion, était de 1,9578, trois heures après elle était de 2,0022, et enfin elle augmenta graduellement, mais lentement, jusqu'à 2,0498 où elle arriva au bout de dix-huit mois.

Ce mouvement moléculaire s'opère plus rapidement dans le soufre amorphe. Deux échantillons de soufre mou, l'un jaune, l'autre rouge, ont passé successivement au bout de onze mois, depuis 1,9277, densité du soufre jaune, et 1,9191, densité du soufre rouge, jusqu'à 2,0613 et 2,0510.

La couleur de ce soufre rouge est très-persistante; elle ne disparaît pas à 120° et se maintient encore dans le soufre prismatique

cristallisé à chaud, ainsi que dans le soufre cassant obtenu en coulant le soufre fondu dans l'eau froide.

Ce soufre rouge, quel que soit son état, jouit d'une propriété remarquable. Dissous dans le sulfure de carbone il s'en sépare d'abord en octaèdres, puis en prismes obliques. Cette observation a été faite simultanément par M. Deville et par M. Pasteur. Le premier ajoute cet autre fait, que le soufre octaédrique jaune ne forme jamais de prismes dans cette circonstance, ce qui prouve que les deux formes du soufre ne se déposent pas dans une dissolution identique.

Enfin M. Deville donne des détails sur la solubilité du soufre dans le sulfure de carbone; à 12° ce liquide dissout toujours les 0,35 d'un soufre quelconque, pourvu que ce dernier soit en excès.

Les soufres octaédriques se dissolvent sans résidu, mais les soufres prismatiques abandonnent un résidu blanchâtre très-léger provenant de la surface des prismes.

Les soufres qui ont subi une trempe laissent un résidu très-notable.

23 — Mémoire sur la fabrication de l'acide sulfurique sans chambre de plomb; par M. Schneider (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXV, p. 931).

L'auteur annonce qu'en faisant usage de pierre ponce comme corps poreux, il parvient à convertir directement l'acide sulfureux en acide sulfurique, et à rendre par conséquent très-simple et très-économique la fabrication de l'acide sulfurique du commerce. Il dit qu'il parvient à concentrer cet acide jusqu'à 66 degrés sans faire usage de chambre de plomb ou de cucurbite de platine.

24. — Purification de l'acide sulfurique; par M. Lembert (*Journal de Pharmacie et de Chimie*, t. XII, p. 166).

M. Lembert propose d'ajouter quelques écailles de quarzite à l'acide sulfurique que l'on distille, en prenant toutefois la précaution d'entourer la cornue, et de distiller dans un fourneau à réverbère garni de son laboratoire. La distillation de l'acide sulfurique, à l'aide de grilles concentriques et sans aucune addition de fils de platine ou de toute autre matière, est aujourd'hui un problème parfaitement résolu dans tous les laboratoires. La note de M. Lembert contient

néanmoins quelques indications pratiques que les commerçants consulteront avec fruit.

25. — Sur la déshydratation de l'acide sulfurique; par M. Barreswil (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXV, p. 30).

Lorsqu'on mêle de l'acide phosphorique anhydre avec de l'acide sulfurique ordinaire, et qu'on chauffe, l'union des deux acides s'opère avec élévation de température. Si ensuite on distille, il se dégage de l'acide sulfurique anhydre, et il reste dans la cornue de l'acide phosphorique vitreux.

C'est le premier exemple de déshydratation de l'acide sulfurique sans faire entrer cet acide en combinaison saline.

Le mélange des deux acides, jouit, avant qu'on l'ait chauffé, d'une innocuité complète sur les matières organiques telles que le papier, le ligneux, etc.

26. — Sur l'acide pentathionique; par M. Wackenroder (*Archiv der Pharmacie*, t. XCVIII, p. 140, et *Annales de Chimie et de Physique*, 3e série, t. XX, p. 144). — **Même sujet;** par M. Lenoir (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXII, p. 253) — **Sur les pentathionates;** par M. Ludwig (*Archiv der Pharmacie*, t. CI, p. 259).

Nous avons fait connaître (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 14) l'*acide pentathionique* S^5O^5, découvert par M. Wackenroder.

La composition de ce nouvel acide du soufre a été confirmée par M. Wackenroder lui-même, et par deux autres chimistes, M. Lenoir et M. Ludwig.

Pour établir les rapports entre le soufre et l'oxygène de l'acide pentathionique, M. Wackenroder a mis en usage la méthode suivante : après avoir fait passer un courant d'acide sulfureux dans de l'eau privée d'air, jusqu'à une certaine saturation, il en a pris une quantité pesée, et l'a convertie au moyen d'un courant de chlore en acide sulfurique, qu'il a précipité par du chlorure de barium, puis il a pesé le sulfate de baryte. Connaissant par cette expérience préliminaire la quantité d'acide sulfureux contenue dans la dissolution, il en a sursaturé une autre portion par de l'hydrogène sulfuré. Une addition de chlorure de sodium, à la liqueur, en a ensuite précipité le soufre qui a été lavé, séché et pesé à l'état fondu. Cette quantité de soufre correspondait à celle qui devait se

séparer, en admettant que 5 équivalents de SO^2 et 5 équivalents de HS se décomposent mutuellement pour former 1 équivalent de S^5O^5 et 5 équivalents HO, et mettre en liberté 5 équivalents de S. Toutefois le résultat principal a été obtenu en convertissant en acide sulfurique le nouvel acide filtré, et en pesant le précipité produit par le chlorure de barium. L'oxygène était déjà connu, puisqu'on connaissait la quantité d'acide sulfureux contenu dans la liqueur, et le soufre a été déterminé au moyen du poids du précipité fourni par le chlorure de barium.

En saturant l'acide pentathionique par une quantité de base donnée et convertissant ensuite l'acide en acide sulfurique, M. Wackenroder a trouvé que pour 1 équivalent de base, l'acide renferme 5 équivalents de soufre, d'où il résulte que les sels neutres sont formés de : S^5O^5+MO.

M. Wackenroder a remarqué que si l'on verse une solution d'acétate de plomb dans une solution de pentathionate de baryte, il ne se forme qu'un léger précipité soluble dans un excès d'acétate. Mais si on ajoute de l'ammoniaque, il se dépose une abondante poudre blanche qui est du S^2O^2, 2(PbO,HO).

Insoluble dans l'eau, ce sel dissous dans l'acide nitrique n'exerce pas sur le nitrate mercureux la réaction caractéristique de l'acide pentathionique ; au lieu d'être jaune, le précipité obtenu dans ce cas est noir, et présente les caractères de celui formé par les hyposulfites. Aussi, M. Wackenroder, qui avait d'abord considéré cette combinaison comme un pentathionate quintibasique, admet-il maintenant que l'excès d'oxyde de plomb a transformé S^5O^5 en $2\frac{1}{2}$ (S^2O^2).

De son côté, M. Lenoir a fait l'analyse du pentathionate de baryte qu'il représente avec M. Wackenroder par la formule : S^5O^5, BaO, 2HO, et il fournit les détails suivants sur ce sel. Le pentathionate de baryte cristallise en prismes à base carrée ; il est très-soluble dans l'eau, mais l'alcool le précipite de sa dissolution. Cette propriété a été utilisée par l'auteur pour préparer ce sel, la dissolution aqueuse se décomposant trop rapidement pour cristalliser. Chauffé dans un tube, le pentathionate de baryte se décompose en acide sulfureux, en eau, en soufre, et en sulfate de baryte; il se produit en même temps une forte odeur qui rappelle les combinaisons sulfurées de l'éthyle. Brûlé avec de l'oxyde de cuivre par la méthode ordinaire, ce sel a en effet fourni un peu d'alcool, mais

comme les quantités de ce dernier n'ont aucun rapport atomique avec le reste, il n'est pas probable que ce liquide fasse partie de la combinaison.

M. Lenoir conseille de préparer les autres pentathionates au moyen du sel de baryte.

En s'occupant de l'étude de l'acide pentathionique et de quelques-unes de ses combinaisons salines, M. Ludwig a particulièrement signalé les transformations qu'éprouvent les pentathionates quand on évapore leurs dissolutions. Voici les observations qu'il a faites à cet égard. En évaporant une dissolution de pentathionate de potasse, même avec un excès d'acide, il se dégage une petite quantité d'un corps volatil à odeur d'acide sulfhydrique, et quand on abandonne à elle-même la dissolution convenablement concentrée, il se forme peu à peu des prismes rhomboïdaux, blancs, surmontés d'un pointement à quatre faces. Ce sel se représente par S^4O^5, KO + S^5O^5, KO + aq. M. Ludwig le nomme tétrapentathionate de potasse.

La dissolution de ce sel ne se décompose pas par l'ébullition, mais quand on l'additionne de carbonate de potasse, il se dégage de l'acide carbonique; d'alcalin qu'il était, le liquide devient neutre et ne contient plus que de l'hyposulfite de potasse.

L'acide nitrique décompose rapidement le tétrapentathionate de potasse; il se dépose du soufre, et il se dégage de l'acide sulfureux.

Le sel de baryte se prépare de la même manière; il se dépose en groupes concentriques de cristaux prismatiques qui ont pour formule :

$$S^4O^5, BaO + S^5O^5, BaO + 6HO.$$

Si on dissout ce composé dans l'eau et qu'on y ajoute de l'eau de baryte, sans toutefois le neutraliser complétement, il se dépose par une évaporation lente des groupements prismatiques du sel décrit par MM. Fordos et Gélis S^4O^5, BaO + 5 aq. Si on fait bouillir cette dissolution, il se précipite peu à peu une poudre blanche cristalline d'hyposulfite de baryte S^2O^2,BaO.

En neutralisant l'acide pentathionique partiellement avec du carbonate de plomb, il se dépose un peu de soufre sans que le liquide perde la propriété de précipiter les sels mercureux en jaune; chauffée, cette dissolution reste intacte jusqu'à ce qu'elle ait acquis une consistance sirupeuse. Arrivée à ce point, elle se trouble, il se

dépose du sulfate de plomb et il se forme du quintisulfure d'hydrogène, de l'acide sulfurique et de l'acide sulfhydrique.

Partant de ce fait que les acides pentathionique, tétrathionique et tétrapentathionique, donnent avec le nitrate mercureux un précipité jaune citron, M. Ludwig a été curieux de connaître la nature de ce précipité. Il a donc décomposé le tétrapentathionate de potasse pur par le nitrate mercureux, et il a obtenu un précipité qui fut d'abord lavé avec de l'eau contenant de l'acide nitrique, puis avec de l'eau pure. Desséché, réduit en poudre et soumis à un nouveau lavage par l'eau, ce précipité constitue à l'état sec une poudre jaune verdâtre. M. Ludwig lui assigne la formule :

$$5HgS + HgO,SO^3, 3HO.$$

L'auteur a fait quelques essais pour préparer le tétrapentathionate de soude ; ce sel lui paraît exister, cependant il affirme que si on n'emploie pas un excès de soude, le pentathionate se décompose en acide sulfhydrique, en hyposulfite et sulfate de soude.

Enfin, M. Ludwig fait connaître une méthode facile pour préparer l'acide pentathionique : il suffit de faire réagir à chaud de l'acide sulfureux aqueux sur le quintisulfure d'hydrogène, et de faire bouillir jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus d'acide sulfureux.

27. — Études sur les acides du soufre; par M. Jacquelain (*Annales de Chimie et de Physique*, 3e série, t. XXI, p. 110).

L'acide sulfureux, en dissolution aqueuse, se transforme par l'action très-lente de l'air en acides sulfurique et hyposulfurique. Mais ce dernier, s'oxydant à son tour, se convertit aussi en acide sulfurique.

L'acide sulfureux et le soufre forment directement de l'acide hyposulfureux (peut-être de l'acide pentathionique).

M. Jacquelain qui paraît ignorer l'existence de l'acide pentathionique décrit encore la réaction de l'hydrogène sulfuré sur l'acide sulfureux : il a retiré de la liqueur saturée par de l'eau de baryte de l'hyposulfite de baryte S^2O^2, BaO,HO qui était sans doute primitivement à l'état de pentathionate.

L'hydrogène sulfuré, en dissolution dans l'eau pure, donnerait aussi naissance par une oxydation lente à de l'acide sulfureux et à

de l'acide sulfurique, en même temps qu'une partie du soufre se dépose.

Dans le soufre précipité par la réaction de l'hydrogène sulfuré sur l'acide sulfureux en solution aqueuse, M. Jacquelain a reconnu un mélange des deux formes cristallines du soufre, l'octaèdre et le prisme oblique.

28. — Sur une nouvelle série d'acides du soufre; par M. PLESSY (*Annales de Chimie et de Physique*, 3e série, t. XX, p. 162).

Nous regrettons d'avoir reproduit avec détails (*Annuaire de Chimie*, 1846, p. 50) les travaux que M. Plessy a publiés sur deux acides nouveaux du soufre, qui se produiraient dans la décomposition des chlorures de soufre en présence de l'eau. Il résulte en effet de communications faites par MM. Fordos et Gélis (*Annales de Chimie et de Physique*, t. XXII, p. 66), que les acides de M. Plessy n'existent pas, et qu'il n'est pas plus heureux dans le nouveau travail que nous indiquons et que nous nous dispenserons d'analyser. L'acide qui se forme au contact de l'eau et du chlorure de soufre, n'est autre que l'acide pentathionique de M. Wackenroder S^5O^5. Cet isomère de l'acide hyposulfureux paraît se produire de préférence lorsque les liqueurs sont acides : dans les liqueurs alcalines, c'est l'acide hyposulfureux qui prend naissance. Nous reviendrons sur les recherches de MM. Fordos et Gélis, lorsque la communication en sera complète.

29. — Note sur l'équivalent du sélénium et de l'acide sélénieux; par M. F. SACC (*Annales de Chimie et de Physique*, 3e série t. XXI, p. 119).

Le sélénium a d'abord été purifié en le dissolvant dans l'acide nitrique, en volatilisant l'acide sélénieux obtenu, le dissolvant dans l'eau, et précipitant le sélénium par le bisulfite d'ammoniaque additionné d'acide hydrochlorique.

Ainsi purifié, le sélénium s'est ramolli à 200° et fondu à 250° : il ne s'est bien volatilisé que dans des cornues de verre de Bohême. Il a été impossible de le convertir en acide sélénieux par l'action directe de l'oxygène; du sélénium échappe toujours à la réaction. Le bioxyde d'azote, dont M. Sacc a essayé l'action, ne produit aucune oxydation.

Le sélénium a été alors converti en acide sélénieux par l'acide nitrique et le sélénium précipité de l'acide sélénieux par le bisulfite d'ammoniaque et l'acide hydrochlorique, a donné pour son équivalent les nombres suivants :

I.		II.		III.		Moyenne.
489,64	...	488,00	...	493,50	...	490,38

Le sélénite de baryte obtenu en précipitant une solution neutre de nitrate de baryte, par une solution neutre de sélénite de soude a donné des nombres très-concordants qui conduisent à 491,49 pour l'équivalent du sélénium.

Les sélénites d'argent et de plomb se prêtent moins bien à ce genre de détermination.

Le sélénite de soude, obtenu avec de l'acide sélénieux sursaturé de carbonate de soude, a fourni de très-beaux cristaux qui consistent en sesquisélénite $3(SeO^2),2NaO$.

M. Sacc a pris la moyenne des deux nombres que nous avons enregistrés, et l'équivalent du sélénium se trouve ainsi représenté par 490,93.

30. — Action du zinc sur l'acide sélénieux; par M. Woehler (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXIII, p. 279).

Quand on plonge une lame de zinc décapée dans une dissolution concentrée d'acide sélénieux, ce métal se couvre peu à peu d'une couche mince de sélénium réduit. Le liquide surnageant évaporé d'abord à une douce chaleur et finalement dans le vide, se prend en consistance sirupeuse. Il dépose au bout de quelques semaines des cristaux jaunes qui se représentent par :

$$ZnO, 4SeO^2 + 3HO.$$

Ce sont des prismes rhomboïdaux obliques, inaltérables à l'air et solubles dans l'eau. Leur dissolution est incolore et limpide. Elle se trouble sous l'influence de la chaleur. Il se forme de l'acide sélénieux et un sélénite de zinc neutre qui se précipite sous forme de poudre cristalline. La même décomposition a lieu quand on chauffe les cristaux seuls ; une température de 30 à 40° suffit pour amener ce résultat. Chauffés davantage, ils fondent en dégageant de l'eau, donnent un sublimé d'acide sélénieux et un résidu de sélénite de zinc neutre ou basique suivant la température.

31. — Sur l'allotropie du phosphore; par M. Napoli (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXV, p. 369).

M. Napoli a constaté que le phosphore devient jaune et demi-opaque ou incolore et limpide suivant la température de l'eau dans laquelle il a été tenu en fusion. Si le phosphore qu'on aspire dans les tubes de verre est recouvert d'une couche d'eau à 50° ou 53°, il devient jaune. Si la température s'est abaissée à quelques degrés au-dessous du point de fusion du phosphore, celui-ci se solidifie en cylindres blancs et limpides.

32. — Phosphorescence du phosphore; par M. Fischer (*Journal für prakt. Chemie*, t. XXXIX, p. 48).

Aux faits que M. Fischer a publiés sur la cause de la lumière du phosphore (*Annuaire de Chimie*, 1846, p. 57), il faut joindre ceux qu'il a fait connaître depuis, et qui se rattachent à la même question. Dans ce nouveau travail, l'auteur examine l'action de l'air sur le phosphore en présence des corps qui s'opposent à la phosphorescence, pour savoir si le phosphore s'oxyde dans ce cas.

Il résulte de ces recherches :

1° Que le phosphore se gazéifie dans les gaz les plus différents.

2° Si le mélange gazeux renferme de l'oxygène libre, le phosphore se combine avec ce gaz et devient lumineux. Toutefois, l'hydrogène carboné, le protoxyde d'azote, les vapeurs d'éther et de pétrole, s'opposent complétement à la phosphorescence. L'acide sulfureux et l'hydrogène sulfuré l'affaiblissent.

3° Pour luire dans l'oxygène pur, le phosphore exige une température plus élevée que dans les mélanges gazeux qui renferment de l'oxygène libre. Cela tient à ce que le phosphore ne se volatilise dans l'oxygène qu'à une certaine température.

4° L'oxydation du phosphore dans l'oxygène n'est pas nécessairement accompagnée de lumière.

5° En mettant en contact avec l'air, un mélange gazeux saturé de vapeurs de phosphore, toute l'atmosphère devient lumineuse à la fois; l'hydrogène se prête le mieux à cette expérience. Les gaz au contraire qui s'opposent à la phosphorescence, tels que les vapeurs d'éther, de pétrole, le protoxyde d'azote, ne deviennent pas lumineux, même dans les circonstances les plus favorables.

33. — Action de l'acide nitrique sur le phosphore ; par M. OHME (*Archiv der Pharmacie*, t. XCVIII, p. 301).

M. Ohme s'est assuré que l'acide nitrique concentré transforme le phosphore en acide pyrophosphorique, et qu'il ne se forme d'acide phosphorique ordinaire, qu'avec l'acide nitrique étendu d'eau.

34. — Sur le procédé de M. Gregory pour préparer l'acide phosphorique pur ; par M. ROBERT MADDRELL (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXI, p. 61).

Ce procédé dont il a été question dans l'*Annuaire de Chimie*, 1846, p. 62, a été soumis à un nouvel examen par M. Maddrell. Ce chimiste a reconnu que l'acide ainsi préparé, renferme toujours de la soude.

35. — Recherches sur la constitution du perchlorure de phosphore et de ses dérivés ; par M. A. CAHOURS (*Annales de Chimie et de Physique*, 3ᵉ série, t. XX, p. 369).

L'auteur revient ici, sans y ajouter aucun détail important, sur les résultats que fournit la densité du perchlorure de phosphore. C'est un travail dont nous avons déjà rendu compte (*Annuaire de Chimie*, 1846, p. 63).

36. — Sur l'acide sulfophosphorique et le chloroxyde de phosphore ; par M. AD. WURTZ (*Annales de Chimie et de Physique*, 3ᵉ série, t. XX, p. 472).

Sérullas a fait connaître, il y a longtemps, un corps formé de phosphore, de chlore et de soufre, dont il a donné une analyse très-exacte $PhCl^3S^2$, et qui se trouve correspondre à de l'acide phosphorique, dans lequel le chlore et le soufre entrent comme corps complémentaires, et remplacent tout l'oxygène. Les composés de cette nature se sont multipliés dans ces dernières années ; mais jusqu'ici, on n'avait pas songé à étendre la série qui se rattache à l'acide phosphorique. M. Wurtz vient de faire connaître deux substances qui se classent dans ce groupe : *l'acide sulfophosphorique* PhO^3S^2, *et le chloroxyde de phosphore* $PhCl^3O^2$.

Sulfophosphate de soude. — L'acide dont nous indiquons la formule, n'a pas été isolé, mais on obtient très-simplement le sulfo-

phosphate de soude, en traitant le chlorosulfure de Sérullas, par une lessive de soude moyennement concentrée, on introduit le mélange dans un appareil distillatoire, et l'on chauffe au bain-marie. Quand tout le chlorosulfure a disparu, on laisse refroidir la liqueur qui se prend en masse du jour au lendemain; on laisse égoutter les cristaux, on les lave avec un peu d'eau froide, et on les fait cristalliser de nouveau. Il faut faire réagir un excès de soude, de manière que la liqueur soit fortement alcaline à la fin de l'opération, mais il ne faut pas prolonger trop longtemps l'ébullition, autrement le soufre disparaîtrait du sel et l'on n'obtiendrait pas trace de sulfophosphate.

Ce sel est très-soluble dans l'eau bouillante d'où il se dépose, par le refroidissement, en tables hexagonales très-brillantes qui constituent des rhomboèdres modifiés aux deux sommets par des faces basiques[1] : il contient la même quantité d'eau que le phosphate de soude tribasique, mais ce dernier sel cristallise en prismes droits, de sorte que cette substitution du soufre à l'oxygène entraîne un changement dans la forme cristalline.

Voici la formule comparative des deux sels :

Phosphate trisodique.	PhO^5, 3NaO, 24HO
Sulfophosphate trisodique.	PhO^3S^2, 3NaO, 24HO.

Les acides les plus faibles déplacent l'acide sulfophosphorique, qui ne tarde pas à se décomposer en acide phosphorique et en hydrogène sulfuré. Le chlore, le brome et l'iode déplacent instantanément le soufre qui se porte sur la soude, dont l'oxygène reforme aussitôt de l'acide phosphorique. L'acide nitrique, même affaibli, réagit de même.

Le sulfophosphate de potasse cristallise difficilement, et se sépare mal du chlorure de potassium qui se produit en même temps.

Les sels de chaux, de baryte et de strontiane sont insolubles dans l'eau; ceux de nickel et de cobalt, également insolubles, se décomposent par l'ébullition et donnent du sulfure métallique. Le sulfophosphate de plomb, blanc au moment où il se précipite, devient bientôt noir ; les sels d'argent donnent immédiatement du sulfure d'argent.

Chloroxyde de phosphore $PhCl^3O^2$. Lorsqu'on abandonne du

[1] Ces cristaux ont été décrits par M. de La Provostaye, à la fin du mémoire, (*Annales de Chimie et de Physique*, 3ᵉ série, t. XX, p. 482).

perchlorure de phosphore dans un ballon à long col, où l'on introduit en même temps un tube rempli d'eau, il se dégage abondamment de l'acide hydrochlorique, et il se forme un liquide plus dense que l'eau, qui consiste en chloroxyde; on l'obtient pur en le soumettant à la distillation, et en rejetant les premiers produits, qui sont chargés d'acide hydrochlorique. Le point d'ébullition monte rapidement à 110° et reste fixe, c'est alors du chloroxyde de phosphore qui distille. Il est liquide, incolore, très-réfringent, son odeur est irritante. Il pèse 1,7 à 12° et bout à 110°; il répand des vapeurs blanches à l'air. Il tombe au fond de l'eau et se transforme bientôt en acide hydrochlorique et en acide phosphorique.

Sa densité de vapeur est de 5,40, elle se compose de :

1 vol. de vapeur de phosphore,
6 vol. de chlore,
2 vol. d'oxygène condensés en 4 volumes.

Mais il conviendrait mieux d'appliquer ici l'interprétation de M. Cahours, pour le perchlorure de phosphore, qu'il envisage comme formé de 2 volumes de protochlorure, et de 2 volumes de chlore unis sans condensation.

Le chloroxyde résulterait de 2 volumes de protochlorure unis à 1 volume d'oxygène, et condensés en 2 volumes. Cette condensation d'un tiers est, on le sait, assez fréquente,

M. Wurtz a constaté encore, 1° que l'iode n'agit ni sur le protochlorure de phosphore, ni sur le chlorosulfure de Sérullas; 2° que l'acide hydriodique décompose le perchlorure de phosphore, en protochlorure, iode et acide hydriodique; 3° que le cyanure de mercure distillé avec du perchlorure de phosphore, fournit du protochlorure et du chlorure de cyanogène gazeux.

37. — Sur la préparation de l'azote; par M. Correnwinder.
(*Note communiquée*).

Depuis longtemps, dans les laboratoires, pour préparer l'azote on substitue au nitrite d'ammoniaque, difficile à obtenir pur, un mélange de nitrite de potasse et de sel ammoniac.

Voici maintenant le perfectionnement que M. Correnwinder a apporté à ce procédé :

« Pour obtenir le nitrite de potasse dans un état convenable, on

emploie une dissolution de potasse caustique, d'une densité de 1,38, on y fait passer les produits nitreux de la décomposition de 1 partie d'amidon pour 10 parties d'acide nitrique, jusqu'à ce que la liqueur présente une acidité marquée, on y ajoute alors de la potasse caustique de manière à la rendre franchement alcaline. »

Le nitrite ainsi préparé se conserve sans altération; il suffit d'en mélanger 1 volume avec 3 volumes de chlorhydrate d'ammoniaque en dissolution bien concentrée et de chauffer légèrement le mélange, pour obtenir d'une manière très-régulière, de l'azote qui ne renferme tout au plus qu'un peu d'ammoniaque facile à enlever à l'aide d'un lavage à l'eau acidulée.

38. — Sur la production de l'acide nitrique par l'électricité; par M. DAUBENY (*L'Institut*, n° 689, p. 92).

Cavendish le premier a obtenu de l'acide nitrique au moyen de l'électricité. M. Daubeny a voulu s'assurer si, dans cette circonstance, cet acide se formait directement, ou bien s'il résultait de la combustion de l'ammoniaque; il s'est assuré que l'ammoniaque n'est pour rien dans la formation de cet acide.

39. — Sur les hydrates de l'acide nitrique; par M. ARTHUR SMITH (*Philosophical Magazine*, 3e série, vol. XXXI, p. 454).

M. Smith ignore sans doute les recherches de M. Millon sur ce sujet, car son mémoire n'est qu'une reproduction incomplète de celui de M. Millon; cependant il a été publié dans les *Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XIV, p. 904, et dans plusieurs autres recueils de cette époque.

40. — Préparation du sulfate d'oxyde nitrique; par M. REINSCH (*Archiv der Pharmacie*, t. CI, p. 302).

Dans une grande cloche de verre humectée à l'intérieur, on introduit un mélange en poudre fine de 2 parties de soufre et de 3 parties de nitre, placé sur une brique. La cloche se remplit de vapeurs rouges, et bientôt le sulfate d'oxyde nitrique se dépose sous forme de beaux cristaux. M. Reinsch ne donne aucune indication sur la température nécessaire pour amener la réaction.

41. — Action des hydracides sur les acides oxygénés; par M. LECONTE (*Annales de Chimie et de Physique*, 3e série, t. XXI, p. 180).

M. Leconte a étudié l'action de l'hydrogène sulfuré sur l'acide

nitrique, marquant 36 degrés et purifié par une addition de nitrate d'urée, afin d'éliminer tout produit nitreux. L'hydrogène sulfuré décompose l'acide nitrique à ce degré de concentration et en amène la destruction complète; il se forme finalement, 1° du soufre jaune à l'état mou; 2° du sulfate d'ammoniaque.

Durant le cours de l'opération il se produit du bioxyde d'azote et de l'acide hyponitrique; ce dernier est décomposé aussitôt par l'hydrogène sulfuré en soufre et en bioxyde d'azote. Quant au bioxyde d'azote, il ne réagit pas sur l'hydrogène sulfuré si les deux gaz sont secs; s'ils sont humides, on obtient de l'hydrosulfate d'ammoniaque et du protoxyde d'azote.

42. — Sur la préparation de l'acide chloreux; par M. de Vrij (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXI, p. 248).

Voulant préparer de l'acide chlorique au moyen de l'acide tartrique et du chlorate de potasse, M. de Vrij obtint par le refroidissement du mélange un sel double de tartrate et de chlorate de potasse. Les eaux mères étaient très-acides, et fournirent par l'ébullition une notable quantité d'acide chloreux souillé d'un peu d'acide carbonique.

43. — Note sur l'acide hypochloreux; par M. Selmi (*Annuario italiano di Chimica e di Fisica*, 1846, p. 5).

M. Selmi ayant observé qu'en faisant agir de l'iode sur une dissolution de bichlorure de mercure, il se forme de l'acide hydriodique et de l'acide iodique; il a tenté la même réaction avec le chlore. En distillant une solution de bichlorure de mercure avec de l'eau saturée de chlore, il a obtenu un produit très-chargé de chlore, mais qui paraissait contenir néanmoins de petites quantités d'acide hypochloreux.

44. — Observations sur l'acide chlorique et les chlorates; par M. Lewis Thompson (*Philosophical Magazine*, 3e série, vol. XXXI, p. 510).

Pour préparer l'acide chlorique et les chlorates, M. Thompson emploie la méthode suivante : une dissolution bouillante et saturée de chlorate de potasse est décomposée par une dissolution de bitartrate d'ammoniaque également saturée et bouillante; le bitartrate de potasse cristallise bientôt par le refroidissement. La liqueur dé-

cantée est mélangée avec son volume d'alcool, puis filtrée; on la fait alors bouillir dans un vase à col étroit avec un excès de carbonate de baryte, récemment précipité, jusqu'à ce que l'ammoniaque soit complétement chassée, on filtre et on évapore jusqu'à cristallisation. Le chlorate de baryte doit être ensuite traité par une quantité convenable d'acide sulfurique, la décomposition s'opère à froid assez lentement, enfin l'acide chlorique ne peut être concentré qu'à une température fort peu élevée.

Les chlorates se préparent facilement par voie de double décomposition au moyen du chlorate de baryte.

45. — Sur la constitution de l'acide chlorhydrique liquide; par M. MARTENS (*L'Institut*, n° 718, p. 323).

Contrairement à l'opinion de M. Bineau : M. Martens admet, d'après de nombreuses expériences, qu'il n'existe pas de combinaisons définies entre l'acide chlorhydrique et l'eau.

46. — Sur une impureté de l'iode; par M. MEYER (*Archiv der Pharmacie*, t. CI, p. 29).

Cette impureté est de l'iodure de cyanogène qui, suivant l'auteur, peut prendre naissance pendant l'action de l'acide sulfurique sur le cyanure de potassium des eaux mères.

47. — Sur le moyen le plus avantageux pour extraire l'iode renfermé dans les dissolutions étendues; par M. PERSOZ (*Journal de Pharmacie et de Chimie*, t. XII, p. 105).

On fait d'abord passer dans l'eau iodée du gaz sulfureux, jusqu'à ce qu'elle exhale une légère odeur; on y dissout alors 3 parties de sulfate de cuivre et 3 parties de bisulfite de soude pour 1 partie de l'iodure qu'on suppose approximativement exister dans le liquide; on abandonne ensuite la liqueur à elle-même et le précipité se forme. Il se rassemble plus rapidement par l'ébullition; on le recueille, on le lave, on le sèche et l'on calcine le protoiodure de cuivre préalablement mélangé à 2 équivalents de bioxyde de manganèse.

48. — Moyen de retirer l'iode des bains iodurés (*Archiv der Pharmacie*, t. XCIX, p. 55).

Ce moyen consiste à ajouter dans l'eau iodurée un excès d'acétate

de plomb basique, à laver le précipité qui en résulte, et à le faire bouillir avec du sulfate ou du carbonate de potasse, jusqu'à ce que la couleur jaune du précipité ait fait place à une couleur blanche. Les eaux mères, évaporées à siccité, abandonnent à l'alcool de l'iodure de potassium pur.

49. — Sur une impureté du brome, par M. POSELGER (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXI, p. 297.)

En rectifiant du brome, M. Poselger a observé que le point d'ébullition augmentait à mesure que la distillation avançait. Quand la température fut arrivée à 120°, le liquide était devenu presque incolore.

Ce corps est un bromure de carbone BrC. Traité par la potasse, il se décolore entièrement et se sépare sous forme d'une huile. Sa densité est de 2,436. Son point d'ébullition reste fixe à 120°. Il possède une odeur fort agréable. Exposé à l'air ou chauffé légèrement, il jaunit en perdant son odeur. Cette décomposition n'est pas bien profonde, car il suffit d'agiter ce bromure avec un peu d'eau alcaline pour l'avoir pur.

Ni l'acide sulfurique, ni l'acide nitrique, ne le décomposent sensiblement. La potasse n'agit sur lui que quand elle est en fusion; alors il fournit du carbonate de potasse et du bromure de potassium.

Ce corps est incombustible, mais il colore la flamme de l'alcool légèrement en vert. Il est peu soluble dans l'eau, cependant il lu communique son odeur et sa saveur. L'alcool, l'éther et le brome, le dissolvent en toute proportion. Il graisse momentanément le papier. Il est encore liquide à — 25°.

Ce corps paraît différent du bromure de carbone, que Sérullas a décrit mais non analysé.

L'auteur a constaté la présence de ce bromure dans plusieurs qualités de brome du commerce. L'une d'entre elles en renfermait de 6 à 8 pour 100.

Pensant que ce corps s'est formé par l'action du brome sur l'éther qui sert dans la préparation de ce métalloïde, M. Poselger a fait quelques expériences, d'où résulte que le brome et l'éther seuls ne produisent que très-peu de cette combinaison, qu'elle se forme en abondance quand on fait arriver du chlore dans le mélange, et qu'enfin sa formation est encore plus considérable si on emploie l'alcool.

Le produit ainsi obtenu renferme parfois jusqu'à 15 pour 100 de chlore, sans que pour cela ses propriétés extérieures soient changées.

50. — Recherches sur le fluor; par MM. Quet et Colin (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIII, p. 1067). — **Remarques sur la préparation du fluor;** par M. Louyet (*ibid*, t. XXIII, p. 1118).

MM. Quet et Colin croyaient avoir obtenu le fluor isolé, mais ils ont reconnu, avec les membres de l'Académie des sciences chargés d'examiner leur travail, qu'il est très-probable que le gaz qu'ils ont présenté comme du fluor contient plus ou moins d'acide nitreux.

La présence de l'acide nitreux pourrait s'expliquer en supposant que l'acide sulfurique employé renfermait de l'acide nitrique.

Dans des recherches antérieures aux précédentes, M. Louyet avait déjà considéré comme du fluor pur, un produit qu'il a ensuite reconnu pour être mêlé de gaz nitreux.

51. — De la véritable nature de l'acide fluorhydrique anhydre; par M. Louyet (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIV, p. 434).

Il a déjà été question des recherches de M. Louyet dans l'*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 25 ; celles qu'il publie aujourd'hui portent exclusivement sur l'acide fluorhydrique anhydre qu'il n'a pas encore décrit.

D'après les conseils de M. Dumas, il fit passer sur de l'acide phosphorique anhydre, l'acide fluorhydrique qui était considéré comme anhydre jusqu'alors. Le tube de platine contenant l'acide phosphorique ne tarda pas à s'échauffer considérablement, par suite de la combinaison de l'acide avec l'eau ; il se dégagea un gaz très-fumant et qui ne se liquéfiait pas encore à — 12°.

Ce gaz était l'acide fluorhydrique anhydre ; en cet état, il n'attaque que très-peu le verre sec.

M. Louyet a répété l'expérience de M. Kuhlmann, qui consiste à décomposer le fluorure de calcium par le gaz chlorhydrique sec. Le gaz dégagé est un mélange de gaz acides fluorhydrique et chlorhydrique; ce dernier est toujours en excès et ne permet pas de préparer, par ce procédé, du gaz fluorhydrique pur.

52. — Sur l'ozone; par M. Williamson (*Revue Scientifique*, t. XXX, p. 161).

« Les lignes précédentes, dit M. Williamson, en terminant son travail, renferment un tableau, sinon complet, du moins fidèle, de l'état de nos connaissances à cet égard. » Cet article présente en effet une discussion très-nette des principaux faits qui se rattachent à l'ozone ; nous en résumerons les points essentiels.

Il faut laisser de côté quelques réactions particulières, dont les effets, nouveaux pour M. Schœnbein, ont été assez promptement éclaircis par des chimistes plus expérimentés. C'est ainsi que M. Marignac a reconnu que l'ébullition du peroxyde de plomb avec l'acide sulfurique étendu, donne simplement naissance, au contact de l'air, à de l'acide nitreux. Nous ne reviendrons plus sur ces faits de détail ; nous réduirons à trois circonstances principales la production de l'ozone : 1° la décomposition de l'eau par la pile ; 2° le développement de l'étincelle électrique au contact de l'air ; 3° l'action du phosphore humide sur une atmosphère limitée ou sur un courant d'air.

Voici les phénomènes qui sont relatifs à la décomposition de l'eau : si l'on décompose, par un courant assez énergique, soit des acides sulfurique, phosphorique ou nitrique dilués, soit des solutions salines à acide oxygéné, l'oxygène dégagé au pôle positif peut présenter l'odeur de l'ozone. Il faut pour cela, néanmoins, qu'il ne se rencontre au pôle positif ni métal oxydable, ni charbon ; il faut en outre que la solution ne contienne pas de chlorure, bromure, iodure ou de protosels de fer et d'étain. Enfin, l'ozone ne prendrait pas naissance non plus si la température du liquide s'élevait.

Lorsque l'ozone s'est développé, il disparaît au contact des poudres de charbon, de fer, de zinc, d'étain, de plomb, d'arsenic, de bismuth, d'antimoine, de mercure, ou des solutions de protosels de fer et d'étain, au contact même du platine et de l'or fortement chauffés.

Nous ne revenons pas sur les effets oxydants de l'ozone ; l'iodure de potassium converti en iodate, le prussiate jaune en prussiate rouge, le tournesol et l'indigo décolorés sont des faits mis hors de doute.

Quel est maintenant le corps qui prend naissance dans cette décomposition de l'eau ? Est-ce, comme le prétend M. Schœnbein, un élément particulier, analogue au chlore et au brome ? M. Williamson

résout le problème d'une manière satisfaisante pour tous les faits précédents : il déclare que la décomposition de l'ozone fournit de l'eau et de l'oxygène, que c'est par conséquent un degré d'oxydation de l'hydrogène supérieur à l'eau.

Ce n'est évidemment pas le même corps qui prend naissance, quand l'étincelle électrique agit sur l'air atmosphérique. Néanmoins il se développe une odeur, à l'extrémité de la pointe métallique qui dégage de l'électricité ; que celle-ci soit négative ou positive ; l'empois renfermant de l'iodure de potassium bleuit dans le faisceau électrique, et le tournesol est décoloré au bout d'une demi-heure.

M. Williamson fait observer qu'il se forme de l'acide nitreux par le passage de l'étincelle électrique à travers l'air atmosphérique humide, que Davy a produit le même acide par le contact de l'air humide avec un fil de platine porté au rouge; enfin, que M. Faraday est parvenu à sursaturer d'acide nitrique un papier de tournesol humecté de potasse caustique, et traversé par des étincelles électriques réitérées.

La formation d'un acide nitreux expliquerait donc les effets de l'ozone électrique produit par l'étincelle au contact de l'air. Cette conclusion est déjà celle de M. Fischer.

L'action du phosphore humide sur un courant d'air ne paraissait guère susceptible de recevoir l'une ou l'autre des deux explications précédentes. On va voir cependant que M. Williamson se croit fondé à y admettre encore la présence d'un suroxyde d'hydrogène. Nous reproduirons ses expériences et ses raisonnements : « J'avais remarqué qu'une très-grande surface de phosphore enlevait de nouveau à l'air les propriétés qui lui étaient communiquées par une petite quantité de phosphore ; j'attribuais alors ce résultat à l'absorption complète de l'oxygène, qui dans l'autre cas passait mélangé avec l'acide phosphorique très-divisé. Si donc, l'augmentation de surface phosphorée n'agissait que par absorption de l'oxygène libre, il en résultait nécessairement qu'en ajoutant de nouveau de l'oxygène, la réaction devait reparaître, car l'acide phosphorique en suspension, à l'état de division extrême, est entraîné dans l'un et l'autre cas. J'interrogeai l'expérience.

« Un gazomètre rempli d'air atmosphérique fut mis en communication avec un tube en verre contenant un mélange de phosphore très-divisé et d'amiante. L'air ayant traversé ce tube, ne produisit

plus de réaction avec l'empois d'iodure de potassium ; mais la réaction n'apparut pas non plus après l'addition d'oxygène.

« Il s'ensuit que l'explication donnée plus haut n'est plus valable et qu'il en faut chercher une autre. On remarquait d'ailleurs distinctement l'odeur particulière du phosphore.

« J'étudiai alors l'action de divers réactifs sur de l'air, ayant passé lentement sur une petite quantité de phosphore, et qui possédait à un haut degré les propriétés de l'ozone.

« L'air ozonisé, passant lentement à travers l'eau de chaux, y détermina un dépôt de carbonate de chaux pur, tout en conservant la propriété de réagir sur l'empois d'iodure de potassium. Cette expérience, répétée plusieurs fois avec un grand soin, donna les mêmes résultats, et l'air conserva l'odeur particulière de l'ozone. Il en résulte que la présence de l'acide phosphorique n'est point indispensable pour produire les réactions de l'ozone, puisque cet acide a été retenu, sinon en totalité, du moins en grande partie, par la chaux, sans qu'il y ait eu diminution dans les réactions de l'ozone. La même expérience exclut également la présence de l'acide nitreux, dont la formation est possible dans ces circonstances, comme nous le verrons plus tard.

« L'air ozonisé n'est point altéré par son passage à travers une solution de sulfate de cuivre ; au contraire, toute odeur et toute réaction sur l'empois ioduré est détruite par le passage à travers une solution de sel ferreux qui passe à l'état de sel ferrique.

« La solution de sel ferrique ne produit aucune altération ; de même le protochlorure d'étain détruit l'odeur et la réaction de l'air ozonisé, tandis que le bichlorure d'étain est sans action. »

M. Williamson parvient aussi à reconnaître que les réactions du bioxyde d'hydrogène, dont il a constaté la formation dans la décomposition électrolytique de l'eau, correspondent avec celles de la matière qui se produit au contact de l'air humide et du phosphore.

Mais comment expliquer qu'il puisse se former dans la seconde circonstance, du bioxyde d'hydrogène, dont les propriétés sont si diamétralement opposées à celles du phosphore, que ces deux corps ne peuvent subsister en présence l'un de l'autre ?

Voici la réponse de M. Williamson :

« En faisant réagir le phosphore sur l'air humide, il y a une oxydation qui consiste en acide phosphatique et en acide phosphorique pur, ne contenant pas trace d'acide phosphoreux.

« Le mélange attirant l'humidité de l'air se convertit en un liquide acide qui découle constamment du phosphore, tandis que l'acide phosphorique pur constitue le nuage blanc qu'on remarque dans l'air ayant passé sur du phosphore. L'acide phosphorique est donc en suspension mécanique et nullement en dissolution.

« Or, il est impossible qu'il ait été soulevé tout formé par l'air et entraîné avec le courant ; son existence, en suspension dans l'air à l'état de nuage, ne peut s'expliquer qu'en admettant qu'il résulte d'une substance gazéiforme.

« Une pareille oxydation est d'ailleurs déjà prouvée par ce fait, que l'acide adhérent au phosphore est à un degré d'oxydation inférieur : et si le nuage acide provenait d'une cause mécanique, il devrait posséder la même composition.

« Il est donc évident qu'il se dégage du phosphore en voie d'oxydation, une matière volatile qui elle-même, en absorbant de l'oxygène, se convertit en acide phosphorique. Il serait difficile de déterminer si cette vapeur consiste en phosphore ou en acide phosphoreux, et d'ailleurs cette détermination n'est d'aucune importance pour notre question.

« L'oxydation du phosphore se fait en présence d'autres matières qui, dans ces circonstances, sont également capables de s'oxyder.

« L'acide phosphoreux et le phosphore, se trouvent en contact à la fois avec l'oxygène et avec la vapeur d'eau, et, en même temps qu'ils se combinent avec le premier, ils prédisposent la vapeur d'eau à prendre part à cette réaction et à s'oxyder également. Nous possédons de nombreux exemples de faits de ce genre.

« Le platine allié à l'argent est oxydé par l'acide nitrique ; l'azote mélangé à l'hydrogène s'oxyde dans la combustion de ce dernier : l'ammoniaque, en présence de matières végétales en putréfaction, passe à l'état d'acide nitrique, pourquoi la vapeur d'eau mêlée à une substance volatile qui s'oxyde sans élévation sensible de température, et en donnant naissance à un produit qui ne décompose point le bioxyde d'hydrogène, présenterait-elle une exception à la règle générale. »

Ainsi en résumé : 1° l'ozone fourni par la pile consiste en suroxyde d'hydrogène ; 2° l'ozone développé par l'étincelle électrique n'est autre qu'un acide nitreux ; 3° l'ozone dû à l'action de l'air, sur le phosphore humide, se confond avec l'ozone électrolytique, et n'est aussi qu'un suroxyde d'hydrogène. L'eau s'oxyde

dans cette dernière circonstance, en même temps que le phosphore.

Il ne serait pas impossible que, sous l'influence du phosphore et des acides phosphoreux et phosphorique, les éléments de l'eau fussent dissociés ; l'hydrogène formerait un hydrure de phosphore volatil tandis que l'eau s'oxyderait. Ces vapeurs blanches si persistantes, qui prennent naissance lorsqu'on enflamme le phosphore au-dessous d'une cloche, seraient dues à la combustion progressive de l'hydrure volatil.

53. — Nouveaux faits concernant l'ozone; par M. SCHŒNBEIN (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXII, p. 450).

Quand on agite avec de l'air ozonisé la dissolution étendue d'un protosel de manganèse, l'odeur de l'ozone disparaît rapidement et il se dépose, en même temps, du peroxyde de manganèse ; avec une quantité d'air convenable, on peut parvenir à précipiter tout le manganèse de la dissolution.

Cette réaction est très-sensible, et constitue, d'après M. Schœnbein, un bon moyen pour reconnaître la présence de l'ozone, ou inversement, celle du protoxyde de manganèse. Aussi l'auteur propose-t-il de l'utiliser comme *encre de sympathie*.

L'air ozonisé par voie électrique possède le même caractère; l'air ordinaire réagit aussi quand il se trouve dans certaines conditions atmosphériques. M. Schœnbein a constaté cette action en exposant à l'air du papier joseph imbibé de sel manganeux, ou du papier imprégné d'iodure d'amidon.

Quand on verse dans un flacon contenant de l'air atmosphérique une dissolution d'un sel manganeux, de manière à en recouvrir le fond, et qu'on place dans la liqueur un bâton de phosphore, avec la précaution de n'immerger que la moitié de ce corps, le liquide se colore en peu de temps en rouge, par suite de l'oxydation.

La couleur rouge de la liqueur est due à de l'acide hypermanganique.

Cet acide prend encore naissance quand on verse de l'acide phosphorique ou de l'acide phosphatique dans la dissolution qu'on obtient en faisant réagir l'acide chlorhydrique sur le peroxyde de manganèse.

Un mélange d'eau bromée et d'acide phosphorique produit un effet analogue dans une dissolution d'un protosel de manganèse.

54. — Sur l'ozone; par M. Osann (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXI, p. 458).

M. Osann a soumis du gaz hydrogène pur exempt d'oxygène et d'azote, à un courant électrique engendré par une bonne machine. Au bout de quelque temps, l'hydrogène possédait une odeur d'ozone très-prononcée.

D'après M. Osann, cette expérience prouverait que l'ozone ne peut pas résulter de la combinaison de l'hydrogène ou de l'azote avec l'oxygène.

55. — Observations sur les propriétés de la silice; par M. L. Doveri (*Annales de Chimie et de Physique*, 3e série, t. XXI, p. 40).

En décomposant la solution d'un silicate alcalin par un excès d'acide hydrochlorique, on remarque que la quantité de silice est d'autant plus abondante que la lessive alcaline est plus diluée ; la précipitation de silice est aussi bien moindre lorsqu'on introduit l'acide tout d'un coup, et non pas goutte à goutte. La silice qui reste ainsi dissoute, se précipite lorsqu'on sature l'excès d'acide qui se trouve dans la liqueur.

M. Doveri a encore reconnu que la silice des silicates était précipitée par l'acide carbonique libre, par l'acide carbonique des bicarbonates, par les acides sulfureux, borique, tartrique et citrique; elle forme ainsi des flocons blancs, opalins, qui deviennent transparents lorsqu'on les délaye dans les acides, mais ne s'y dissolvent pas; c'est aussi le cas de la silice obtenue par la décomposition de l'acide fluosilicique : elle devient diaphane dans l'acide hydrochlorique, mais ne s'y dissout nullement.

La silice, précipitée en présence de l'eau et desséchée à la température ordinaire, soit dans l'air, soit dans le vide, retient toujours la même quantité d'eau, quelle que soit son origine ; elle s'exprime par SiO^3,HO ; elle perd la moitié de son eau lorsqu'on la chauffe jusqu'à 100°, et devient $(SiO^3)^2,HO$.

Lorsque la silice est dans un grand état de division, elle décompose les dissolutions des carbonates alcalins, à la faveur de l'ébullition, et il importe peu que la silice soit ou non calcinée, pourvu qu'elle se trouve extrêmement divisée.

Lorsqu'on verse la dissolution d'un sel métallique dans une disso-

lution de silicate alcalin, on précipite un mélange de silice hydratée et de silicate métallique. Le dernier sel se dissout très-bien dans un acide dilué, tandis que la silice reste insoluble. M. Doveri a profité de cette propriété pour obtenir des solutions concentrées de silice dans de l'eau aiguisée. Il a précipité du deutochlorure de cuivre par du silicate de potasse : le précipité, bien lavé, a été dissous dans l'acide hydrochlorique, et la liqueur filtrée a été décomposée par l'hydrogène sulfuré. Le sulfure de cuivre se sépare ; et l'on obtient une solution limpide de silice dans l'acide hydrochlorique. On peut filtrer et chasser l'hydrogène sulfuré par l'ébullition. La solution est très-acide ; la potasse et l'ammoniaque en déposent de l'acide silicique. Évaporée dans le vide, sur de la chaux vive, elle donne de la silice qui cristallise en aiguilles, ou en filaments très-minces réunis en étoiles et en houppes. Ces cristaux sont blancs, transparents, doués de beaucoup d'éclat : ils renferment : SiO^3,HO.

56. — Action de l'acide sulfhydrique sur le chlorure de silicium ; par M. I. Pierre (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIV, p. 814).

En faisant passer dans un tube de porcelaine, chauffé au rouge, un mélange d'acide sulfhydrique et de chlorure de silicium, il se forme beaucoup d'acide chlorhydrique qui se dégage avec l'excès d'hydrogène sulfuré et un peu de chlorure de silicium. Dans un tube en U, plongé dans l'eau froide se condense un liquide fumant, d'une odeur fétide. Ce composé retient beaucoup de soufre qu'il laisse déposer, au bout de quarante-huit heures, en prismes obliques.

Ce liquide, auquel M. Pierre attribue la formule Cl^2S,Si, est donc un chlorosulfure de silicium. A 15° sa densité est d'environ 1,45. Il bout au-dessous de 100°. Projeté dans l'eau, il dégage de l'hydrogène sulfuré, et laisse déposer du soufre.

57. — Action d'un mélange d'acide sulfurique et d'acide nitrique sur le soufre, le sélénium, le phosphore et l'iode ; par M. Schoenbein (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXX, p. 87).

Cette publication est au nombre de celles que l'on serait heureux de passer sous silence, mais aujourd'hui que le nom de son auteur est devenu presque célèbre par ses travaux sur l'ozone et sur le coton poudre, nous nous croyons obligés d'en donner une idée.

Suivant son habitude, M. Schœnbein enregistre sans ordre des réactions plus ou moins nettes qui servent de base à sa discussion : toutes les questions sont abordées, puis abandonnées presqu'aussitôt, pas toutefois cependant, sans que M. Schœnbein invite les chimistes à suivre, après lui, la voie qu'il leur ouvre si généreusement.

D'ailleurs, M. Schœnbein ne croit pas devoir se préoccuper des expériences autres que les siennes : aussi, nous apprend-il que l'iode, en s'oxydant sous l'influence d'un mélange d'acide nitrique et d'acide sulfurique, peut fournir un composé jaune qui se transforme, au contact de l'eau, en acides sulfurique et iodique. Mais il ne paraît pas se douter qu'il existe sur ce sujet des recherches importantes, consignées dans les *Annales de Chimie et de Physique*, t. XII, p. 336 et ailleurs.

Voici les autres faits que nous avons pu extraire de cette amplification chimique :

Projetés dans un mélange de 9 parties d'acide sulfurique concentré et 1 partie d'acide nitrique, le soufre et le sélénium forment l'un de l'acide sulfureux qui se dégage par torrents, l'autre de l'acide sélénieux qui reste en dissolution; il se produit en même temps du sulfate d'oxyde nitrique.

Le phosphore donne naissance à de l'acide phosphorique et à un peu d'acide sulfureux.

58. — **Recherches sur la véritable constitution de l'air atmosphérique;** par M. Doyère (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXV, p. 928, et t. XXVI, p. 193). — **Remarques sur le même sujet;** par MM. Regnault et J. Reiset (*Ibid.*, t. XXVI, p. 6 et 233).

En employant une méthode analytique qui lui est propre, M. Doyère a trouvé que la composition de l'air varie à chaque instant; et que tandis que plusieurs analyses faites sur l'air, d'un même flacon, donnaient des résultats s'accordant à quelques dix-millièmes près, celles qui étaient faites sur de l'air, pris simultanément dans des lieux divers, présentaient ordinairement des différences beaucoup plus grandes que les erreurs possibles des observations.

Les nombres auxquels M. Doyère est arrivé pour l'oxygène, ont varié comme 20,5; 21,2; 21,3 et 21,5 pour 100.

Les résultats constatés par MM. Regnault et J. Reiset, ne confirment pas de pareilles variations. Plusieurs centaines d'analyses faites sur de l'air, pris à Paris, dans les environs, dans le midi de la France, au bord de la mer, en Suisse, n'ont varié qu'entre 20,85 et 21,00 d'oxygène pour 100, et encore, presque tous les nombres sont-ils compris entre 20,90 et 21,00.

Pour établir si la composition de l'air atmosphérique est à peu près la même dans tous les points du globe, M. Regnault est parvenu à organiser des prises d'air, qui se font dans un grand nombre de localités des deux hémisphères; *le 1er et le 15 de chaque mois, à midi, temps moyen de chaque localité.* Cet air conservé dans des tubes hermétiquement fermés, lui est adressé au collége de France; et comme les analyses seront faites *par la même méthode et dans le même appareil*, il espère que la question pourra recevoir une solution définitive.

Nous donnons plus loin, la méthode eudiométrique de M. Doyère, ainsi que celle adoptée par MM. Regnault et J. Reiset,

59. — Sur l'air et l'eau des villes; par M. Angus Smith (*L'Institut*, nº 706, p. 230).

M. Smith a constaté que l'humidité qui s'accumule souvent sur les vitres, dans les lieux confinés où sont réunies beaucoup de personnes, dégage, quand on l'évapore à siccité, une très-forte odeur de transpiration humaine et de matière organique.

Les eaux des puits dont la nature dépend des terrains qu'elles traversent, renferment en outre des matières organiques et des sels ammoniacaux.

60. — Recherches sur le degré d'altération qu'éprouve l'air limité dans lequel s'est accomplie la combustion du charbon de bois; par M. Lassaigne (*Journal de Chimie médicale*, 3e série, t. III, p. 324).

L'expérience fut faite sur le mercure en se servant d'une grande cloche, dans laquelle on plongea du charbon bien allumé placé dans une coupe en terre :

La combustion a duré environ cinq minutes : 100 parties de cet air étaient formées de :

Azote	82,6
Acide carbonique	10,8
Oxygène	5,7
Oxyde de carbone	0,9
	100,0.

61. — Recherches sur les sels; par M. Gerhardt (*Journal de Pharmacie et de Chimie,* 3e série, t. XII, p. 57).

M. Gerhardt a entrepris un travail très-étendu dans le but de rechercher les lois qui régissent la formation et la composition des sels, et de préciser les phénomènes de la double décomposition saline. Il en résulte que :

« Les mots *sel neutre, sel basique, sel acide* sont des termes arbitraires, désignant des types particuliers de sels qui diffèrent entre eux par les éléments de H^2O ou d'un oxyde métallique M^2O.

« Ces types se métamorphosent, l'un dans l'autre, avec plus ou moins de facilité, suivant certaines conditions de masse, de température, etc., etc., il existe absolument les mêmes relations entre les métaphosphates, les pyrophosphates et les phosphates ordinaires, qu'entre les nitrates et les nitrates basiques, les sulfates, les bisulfates et les sous-sulfates, les chlorures, les hydrochlorates et les oxychlorures, etc.

« On ne peut pas dire d'une manière exclusive, dans le sens des idées reçues, tel sel est monobasique, bibasique ou tribasique. Quand les réactions s'opèrent au sein de l'eau, comme c'est presque toujours le cas, les types salins se modifient ou se conservent suivant le degré de leur stabilité; tantôt ils se maintiennent intacts, tantôt ils fixent les éléments de l'eau ou d'un oxyde métallique et donnent alors naissance à un type nouveau. Mais aucune règle ne permet de prévoir ces modifications. »

M. Gerhardt appelle *équisels* « ceux qui correspondent aux acides produits par la combinaison de volumes égaux d'hydrogène et de corps non métallique (par ex. le gaz hydrochlorique), ou par la combinaison directe de volumes égaux d'eau et d'anhydride (par ex. acide sulfurique concentré). Les *sous-sels* renferment les éléments d'un *équisel* plus $n\mathrm{OM}^2$, les *sur-sels* contiennent les mêmes éléments moins $n\mathrm{OM}^2$ ».

Maintenant voici des faits : contrairement à l'opinion généralement admise que le nombre des sous-sels, formés par le même acide et la même base, est bien plus considérable que celui des sur-sels correspondants, M. Gerhardt s'est assuré qu'il existe tout au plus deux sous-sels pour le même acide et la même base. Le grand nombre de sous-sels qu'on connaît est principalement formé de mélanges.

Un point important à noter pour éviter les erreurs, c'est l'influence des masses sur la double décomposition saline. Il n'est pas indifférent, quand il s'agit de précipiter une solution par une autre, de verser le premier liquide dans le second, ou le second dans le premier. Ainsi en versant goutte à goutte de la potasse dans une solution de sulfate de cuivre en excès, on obtient du sous-sulfate quadricuivrique ; en opérant au contraire d'une manière inverse, il se produit de l'hydrate bleu pur. « Sans la précaution de *maintenir toujours en excès le liquide dans lequel on verse l'autre*, on n'obtient jamais que des mélanges. »

Si l'on verse du nitrate neutre de plomb dans le phosphate de soude ordinaire, maintenu en excès, il se produit un précipité floconneux de phosphate triplombique, anhydre à 100° ; si, au contraire, on verse le phosphate dans le nitrate en excès, il se précipite un sel cristallin nouveau que l'auteur appelle *nitrophosphate de plomb*, ce sel est inaltérable à 100°, il cristallise en prismes obliques rhomboïdaux.

Il constitue un phosphate dans lequel la moitié du phosphore est remplacée par l'azote.

$$\text{Sous-nitrate biplombique} \ldots \quad AzO^5, 2PbO + HO$$

$$\text{Nitrophosphate id.} \ldots \left\{ \begin{array}{l} AzO^5, 2PbO + HO \\ PhO^5, 2PbO + HO. \end{array} \right.$$

Chauffés, ces cristaux perdent de l'eau, des vapeurs nitreuses, et se convertissent, sans changer de forme, en sous-phosphate quadriplombique. L'eau froide ne les altère pas, mais l'eau bouillante les convertit en phosphate biplombique et en nitrate de plomb neutre.

Le sel de cuivre basique dont il a été question s'obtient encore quand on fait bouillir ensemble, des dissolutions de nitrate de cuivre et de sulfate de potasse. Le sulfate de potasse et celui de cuivre

neutre se décomposent, même à l'ébullition, en bisulfate de potasse et sulfate basique de cuivre (voir plus bas les expériences de M. Kuhn). M. Gerhardt en conclut que le sulfate de potasse peut agir sur le sulfate de cuivre comme le fait la potasse elle-même, et se voit confirmé dans l'opinion qu'il professe avec M. Laurent sur la nature des acides et des bases et qui ne sont pas, selon eux, distincts des sels.

M. Gerhardt insiste ensuite sur le rôle de l'eau dans la double décomposition; il montre que les sels basiques présentent, sous le rapport de l'eau de constitution, les mêmes règles que les sels acides.

Il rectifie la formule de M. Graham sur le sous-nitrate quadricuivrique; celle de Schindler et de Grouvelle sur le sous-nitrate de zinc; elle ne peut être exacte, car M. Gerhardt s'est assuré que ce sel basique renferme de l'ammoniaque (voir plus loin le travail de M. Lefort) Ces trois corps ont la même composition :

Sous-nitrate de plomb. $= AzO^5, 4PbO + 3HO$
Id. de cuivre. $= AzO^5, 4CuO + 3HO$
Id. de zinc... $= AzO^5, 4ZnO + 3HO$.

M. Gerhardt a des motifs pour croire que les sous-nitrates de cobalt et de nickel présentent une composition semblable.

Il donne ensuite des exemples à l'appui de l'analogie qu'il signale entre l'eau de constitution des sels acides et celle des sels basiques. S'il existe des sesquisels, des bisels, des trisels, etc., avec de l'eau de constitution, les expériences de l'auteur démontrent que les mêmes rapports, seulement renversés, se présentent dans les sels basiques, de manière qu'on a des sous-sels sesqui — bi — tri, etc., métalliques avec la même eau de constitution que dans les sels acides correspondants.

Les sous-sels sont pour l'auteur les sels neutres d'un type particulier, et il existe la même relation entre un métaphosphate et un phosphate ordinaire qu'entre un nitrate et un sous-nitrate.

M. Gerhardt ajoute un fait intéressant : le phosphate tribasique retient un équivalent d'eau qui n'est pas même expulsé tout entier à 200°; privé de cette eau par la calcination, il la reprend avec la même avidité que le phosphate de soude ordinaire auquel on a enlevé son équivalent d'eau par la calcination. Les phosphates tribasiques de baryte et de chaux retiennent aussi les éléments de l'eau

jusqu'à 200°, et à l'exception des phosphates de plomb et d'argent, M. Gerhardt n'a pas trouvé de phosphate qui ne retînt de l'eau à une assez haute température. Les pyrophosphates lui ont présenté des faits semblables.

62. — Recherches sur les hydrates; par M. Frémy (*Journal de Pharmacie et de Chimie*, t. XI, p. 169).

Ce travail présente plusieurs remarques générales : les unes sont relatives aux acides anhydres, les autres à la dissolution des oxydes hydratés dans les alcalis caustiques : les dernières, et ce sont les plus importantes, concernent l'influence de l'eau sur les constitutions salines.

M. Frémy a d'abord fait réagir plusieurs acides anhydres, tels que les acides carbonique, sulfureux, sulfurique, phosphorique, silicique, borique, stannique, etc., sur des bases anhydres et sur des sels contenant des acides moins fixes qu'eux. Les résultats ont été conformes à ceux que l'on connaissait déjà : tous les acides développent leur action sans avoir besoin de l'intermédiaire de l'eau. L'acide sulfureux, entre autres, bien desséché, décompose complétement le carbonate de soude sec sous l'influence d'une faible chaleur, et forme du sulfite de soude qui peut lui-même être décomposé par un acide anhydre plus fixe que l'acide sulfureux.

Les hydrates d'oxyde sur lesquels M. Frémy a essayé l'action des lessives alcalines concentrées, sont les oxydes de cuivre $CuO^2,2HO$, d'étain SnO,HO, d'antimoine SbO^3,HO, et de chrome $Cr^2O^3,10HO$. Après en avoir fixé la formule suivant la composition que nous indiquons, il a constaté qu'ils étaient entièrement solubles dans la potasse et la soude employées en excès, et qu'ils ne devenaient insolubles qu'en perdant une portion de l'eau. Il n'a, d'ailleurs, pu obtenir aucune combinaison cristalline : l'évaporation dans le vide suffit pour détruire les hydrates et rendre les oxydes insolubles.

Ces faits s'ajoutent également à un assez grand nombre de résultats analogues déjà signalés.

Quant au troisième ordre de remarques, on peut en juger par l'appréciation même de M. Frémy, que nous laissons parler : « Je crois avoir constaté un fait qui me paraît important : c'est que le même oxyde peut, en s'unissant à des proportions d'eau différentes, former deux acides qui se distinguent l'un de l'autre par leurs propriétés,

leur équivalent et leur mode de combinaison avec les bases; je prouverai, dans la suite de mes recherches sur les hydrates, que ce fait n'est pas isolé. » Pour prouver de suite combien M. Frémy est certain d'arriver à généraliser le fait qu'il annonce, nous transcrirons l'alinéa suivant, tiré des conclusions d'un mémoire sur l'hydratation des bases : « Les bases hydriques résultent de l'union d'une base monoatomique à 1 ou plusieurs équivalents d'eau ; ainsi, MgO,HO ; MgO,4HO ; CaO,HO ; CuO,HO ; BaO,HO, constituent autant de bases hydriques : elles tendent à entrer dans les combinaisons avec toute leur eau ; cette eau se conserve surtout en présence des acides faibles. » Plus loin, dans le même travail, les acides hydriques sont définis de la même manière que les bases : ce mémoire fait suite à plusieurs recherches dans lesquelles on trouve à peu près textuellement la phrase même employée par M. Frémy : « Chaque hydrate constitue un acide distinct, souvent très-éloigné par son mode d'activité de l'hydrate, qui en est le plus rapproché. » (E. Millon, *Annales de chimie et de physique*, t. XII, p. 330.) On comprend combien nous partageons l'opinion de M. Frémy lorsqu'il assure que le fait qu'il signale n'est pas isolé. Nous aurions bien quelques remarques à faire sur cette appropriation des résultats généraux et des idées que M. Frémy découvre trois ou quatre ans après que d'autres les ont publiés. Mais c'est là apparemment une manière d'exposer propre à M. Frémy. Les lecteurs de l'*Annuaire* ont déjà pu juger comment ce chimiste entend, en matière scientifique, le droit de propriété et la sincérité des assertions (voir *Annuaire de Chimie*, 1847, p. 20).

Voici maintenant les observations relatives à l'influence de l'hydratation des acides métastannique et antimonique.

L'acide métastannique forme avec l'eau trois hydrates : le premier est insoluble dans l'acide azotique, et soluble dans l'ammoniaque ; il s'obtient en précipitant un métastannate par un acide ; le second est produit dans la réaction de l'acide nitrique sur l'étain : il a pour formule

$$(SnO^2)^5,10HO\,;$$

il est insoluble dans l'ammoniaque et l'acide nitrique : le troisième hydrate se forme en desséchant le précédent à 130° : sa formule est

$$(SnO^2)^5,4HO.$$

Dans sa combinaison avec les bases, l'acide métastannique persiste dans son deuxième état d'hydratation, et donne des sels représentés par

$$(SnO^2)^5,4HO+MO,$$

tandis que les stannates contiennent SnO^2,MO.

Si l'on chauffe légèrement le métastannate de potasse, de manière à lui enlever son eau de combinaison, on détermine immédiatement la séparation de l'acide et de la base : en reprenant par l'eau le sel ainsi déshydraté, on dissout de la potasse qui ne retient que des traces d'acide métastannique, tandis que ce dernier acide reste à l'état insoluble.

La déshydratation des métastannates de soude se fait à 100° : il suffit de le jeter dans l'eau bouillante pour que celle-ci ne retienne que de la soude pure.

L'acide antimonique préparé soit par la décomposition du perchlorure d'antimoine dans l'eau, soit par la précipitation d'un antimoniate au moyen d'un acide, puis bien desséché dans l'air sec, se représente toujours par $SbO^5,4HO$.

Les autres hydrates ne s'isolent pas nettement ; mais dans les antimoniates on reconnaît l'influence des proportions d'eau. Ainsi l'antimoniate de potasse anhydre SbO^5,KO est complétement insoluble dans l'eau ; mais il se dissout par l'ébullition prolongée, et fournit ainsi le sel qu'on obtient en attaquant l'antimoine par le nitre, et qu'on a pris généralement pour un antimoniate acide.

Ce sel se combine en réalité à 2 proportions d'eau différentes : l'une de ces combinaisons contient 7 équivalents d'eau ; elle est cristallisable, et son caractère essentiel est de former dans les sels de soude un précipité cristallin presque insoluble dans l'eau. Par une ébullition de quelques minutes, l'antimoniate de potasse cristallisé s'hydrate de nouveau et se change en un sel gommeux qui a perdu la propriété de précipiter les sels de soude. En soumettant ce dernier à une légère dessiccation, on le déshydrate lentement et on le fait repasser par ces états intermédiaires jusqu'à ce que l'on reconstitue l'antimoniate anhydre.

L'antimoniate d'ammoniaque a pour formule, dans un de ses hydrates, $SbO^5,AzH^3,HO+6HO$. Il est alors cristallisé et précipite les sels de soude. L'autre contient 1 équivalent d'eau de moins que le précédent, et se trouve complétement insoluble dans l'eau. Il

suffit d'un peu de chaleur ou de l'action de la lumière pour que l'antimoniate de potasse cristallisé se tranforme en antimoniate pulvérulent et insoluble.

M. Frémy promet, en terminant, de donner pour l'antimoniate de potasse plusieurs procédés de préparation qui donneront au fabricant, le moyen de reconnaître facilement la présence d'un centième de carbonate de soude, dans une potasse du commerce.

63. — Sur la décomposition mutuelle des sels haloïdes; par M. CANTÙ (*Annuario italiano di Chimica e di Fisica*, 1846, p. 78).

M. Cantù a fait de nombreuses recherches sur l'action réciproque des fluorures, des chlorures, des bromures et des iodures maintenus, pendant quelque temps, à une température rouge blanc, et il est arrivé aux conclusions qui suivent :

Un fluorure décompose un chlorure, un bromure, et surtout un iodure, quand son radical est plus électro-négatif que celui de ces sels.

A l'égard des bromures et des iodures, les chlorures se comportent comme les fluorures; dans l'action réciproque des bromures et des iodures, les premiers réagissent comme les fluorures.

En calcinant des substances organiques ou minérales renferman les sels mentionnés, on doit observer par conséquent une altération plus ou moins grande dans le groupement des éléments de ceux-ci; il doit se perdre un peu de chlore, du brome et surtout de l'iode.

64. — Action du charbon et de l'azote sur les iodures métalliques; par M. CANTÙ (*Annuario italiano di Chimica e di Fisica*, 1846, p. 83).

En faisant passer un courant d'azote sec et pur sur de l'iodure de potassium chauffé, dans un tube de porcelaine, M. Cantù a observé un abondant dégagement de vapeur d'iode qui s'est condensée en cristaux dans la partie froide de l'appareil; vers la fin il passa un liquide rouge brun, plus dense que l'acide sulfurique, et qui est de l'iodure de potassium chargé d'iode.

Dans le tube on trouva de l'iodure basique.

Les iodures de sodium, de barium, de calcium, de fer, de cuivre, se comportaient de la même manière. L'iodure de cuivre se décompose surtout avec une très-grande facilité, et le résidu consiste en cuivre métallique.

Cette décomposition n'a pas lieu sous l'influence de l'hydrogène; c'est ce qui fait croire à M. Cantù que l'azote exerce une action décomposante en se substituant à l'iode pour produire des azotures métalliques.

Les chlorures et les bromures de potassium et de sodium, les chlorures de calcium et de manganèse n'éprouvent aucun changement dans ces circonstances; le protochlorure de cuivre perd un peu de chlore.

Si les iodures sont mêlés avec du charbon bien sec, l'azote les décompose difficilement; il est même sans action sur les iodures de potassium et de sodium; il en est encore de même si l'iodure de potassium est mêlé avec de la limaille de fer au lieu de charbon.

Si le charbon est remplacé par du platine divisé, la décomposition s'effectue comme avec l'azote et l'iodure de potassium seuls.

65. — Action des corps oxygénés sur les chlorures, les bromures, les iodures et les cyanures métalliques; par M. Cantù (*Annuario italiano di Chimica e di Fisica,* 1846, p. 81).

Voici les résultats généraux de ce travail :

A une température voisine du rouge blanc, les iodures alcalins sont tous décomposés par les acides phosphorique, arsénique, chromique, molybdique, tungstique, stannique, antimonique, borique et silicique, l'iode se dégage et les acides sont décomposés, en totalité ou partiellement suivant leur degré de stabilité. Les oxydes de bismuth, d'antimoine et de zinc, décomposent également l'iodure de potassium, mais ils sont sans action sur le bromure.

Les sulfates de fer, de zinc, de cuivre et de chaux, décomposent les iodures correspondants à la température ordinaire et en présence de l'eau; les peroxydes de manganèse, de plomb, de titane et l'oxyde d'or, dégagent l'iode de l'iodure de potassium, et cèdent leur oxygène à ce métal. Les oxydes d'argent et de mercure décomposent également cet iodure, mais l'iode reste en combinaison avec eux. Les oxydes de plomb, de fer, de platine, d'étain et d'antimoine sont sans action.

A la température ordinaire, les acides citrique, tartrique, oxalique, succinique, valérique et formique, décomposent l'iodure de potassium en séparant l'iode et oxydant le radical; le sucre, la gomme, l'amidon, la gélatine, la fibrine, la morphine, etc., exigent une température de 30° à 35°.

Au rouge blanc, l'acide chromique produit avec le chlorure de sodium, du chlore en abondance, de l'acide chlorhydrique et du chlorure de chrome; avec l'acide bromique, il se forme du brome et de l'acide bromhydrique ; avec l'acide phosphorique vitreux, les chlorures de potassium et de sodium dégagent de l'acide chlorhydrique puis du chlore. Les bromures de ces métaux se décomposent de la même manière. Le pyrophosphate de soude et l'acide arsénique agissent comme l'acide phosphorique.

Les cyanures présentent avec les acides phosphorique et arsénique des phénomènes analogues aux autres sels haloïdes, mais avec l'acide chromique, la réaction est plus compliquée par la nature même du cyanogène; il se dégage de l'acide carbonique, de l'azote, et il reste du charbon si l'oxygène n'a pas été en quantité suffisante.

66. — Action de l'acide nitreux sur quelques sels.
(*Note communiquée.*)

On sait, depuis très-longtemps, qu'en faisant passer un courant d'acide nitreux dans une dissolution de protosulfate de fer, la dissolution se colore en brun foncé. MM. de Humboldt et Gay-Lussac, qui ont fait connaître cette propriété, ont constaté en même temps, qu'en présence de la potasse, ce produit brun dégageait de l'ammoniaque.

L'auteur vient de trouver qu'en abandonnant le produit brun pendant quelques jours, il s'y dépose des cristaux d'alun à base de sesquioxyde de fer et d'ammoniaque.

Les essais tentés pour obtenir les autres aluns par le même procédé, ont échoué.

L'acide nitreux, condensé dans les dissolutions salines de quelques autres sels, a donné lieu à quelques observations intéressantes, que l'auteur se réserve de communiquer plus tard; pour le moment il se borne à annoncer que le sulfate de cuivre, donne, dans ces circonstances, un produit qui renferme des proportions variables d'acide nitrique, et qui diffère du sulfate de cuivre par la forme cristalline.

67. — Sur la formation de quelques oxydes par voie galvanique; par M. Hittorf (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXII, p. 481).

Quand on fait plonger, dans du nitrate de potasse en fusion, une lame de platine, communiquant avec le pôle positif d'une pile de

Grove, il se dégage des bulles d'oxygène le long de la lame; on remarque en même temps des vapeurs d'acide nitreux. Pendant toute la durée de la réaction, il se détache du platine, un liquide bleu qui passe au vert à mesure qu'il abandonne le métal. Cette matière colorée est due à un oxyde de platine; quand la masse s'est refroidie, l'oxyde vert a passé à l'état d'oxyde jaune.

La réaction est moins énergique dans le nitrate de soude; néanmoins, la couleur bleue de l'oxyde de platine est plus pure.

Avec l'or comme pôle négatif, il se produit dans le nitrate de potasse un liquide vert qui abandonne de l'or métallique dès qu'il a quitté le pôle.

Dans le nitrate de soude, il se forme au contraire un oxyde violet foncé; qui ne se décompose que partiellement.

Dans les mêmes circonstances, l'argent forme un oxyde noir, qui ne se décompose qu'à une température plus élevée.

En faisant usage de lames de fer pour le pôle négatif, l'auteur a vu se former de petits globules de sodium métallique, qui s'oxydaient instantanément avec une légère incandescence.

Le nitrate de potasse ne subit pas cette réduction; avec les hydrates alcalins on ne réussit pas davantage, mais le chlorate de potasse a fourni les mêmes globules lumineux que le nitrate de soude.

68. — Action du bioxyde d'azote sur quelques oxydes et peroxydes; par M. Schoenbein (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLI, p. 225).

Les peroxydes de manganèse et de plomb ainsi que l'oxyde d'argent, absorbent le bioxyde d'azote, quand, délayés dans l'eau, on les agite avec ce gaz. Les produits de la réaction consistent en nitrites. Avec les oxydes de plomb et de manganèse, il se forme de plus, des hydrates; avec l'oxyde d'argent, il se sépare de l'argent métallique.

Le bioxyde d'azote réduit l'oxyde aurique à l'état de métal, en passant à l'état d'acide nitrique.

L'eau chlorée, l'eau bromée et la teinture d'iode, fournissent avec ce gaz, des acides chlorhydrique, bromhydrique et iodhydrique avec formation d'acide nitrique.

L'eau oxygénée, le chlore, le brome, transforment les nitrites en nitrates comme on le sait depuis longtemps.

L'ozone, le bioxyde de plomb, le peroxyde de manganèse se comportent de la même manière; ce dernier agit un peu lentement.

69. — Sur le dosage de l'acide phosphorique et la composition de quelques phosphates; par M. Heintz (*Journal für prakt. Chemie,* t. XLII, p. 139).

En s'occupant du dosage des matières fixes contenues dans les substances organiques, M. Heintz est arrivé à rechercher une méthode pour séparer l'acide phosphorique des alcalis et des terres alcalines; cette méthode est basée sur l'insolubilité du phosphate de plomb dans l'acide acétique. On précipite la dissolution acétique des phosphates alcalins par le nitrate de plomb. Si la dissolution contient du chlore, il faut traiter le précipité plombique par l'alcool et l'acide sulfurique, et précipiter ensuite la liqueur au moyen de l'ammoniaque et du sulfate de magnésie.

M. Heintz a constaté, en effet, qu'il est impossible d'enlever complétement le chlorure de plomb par les lavages. Cette observation contredit celle de M. Berzélius, qui propose de préparer le phosphate de plomb, en précipitant le chlorure de plomb par le phosphate de soude. Cette circonstance a déterminé M. Heintz à reprendre l'analyse de quelques phosphates.

La combinaison $3(PhO^5,3PbO)+PbCl+HO$ se forme quand on mélange une dissolution bouillante de chlorure de plomb avec un excès de phosphate de soude ordinaire. Le précipité lavé à l'eau bouillante, constitue une poudre blanche soluble dans l'acide nitrique étendu. Après la calcination elle offre la même composition que le plomb phosphaté naturel.

Si l'on précipite incomplétement la dissolution bouillante du chlorure de plomb on obtient le composé $2(PhO^5,3PbO)+PbCl$; il se distingue du précédent, parce qu'il ne perd que peu ou point d'eau, au rouge. Calciné fortement, il jaunit et se transforme finalement dans le corps qui présente la composition du phosphate naturel.

Quand on verse de l'acide phosphorique pur dans une dissolution bouillante de nitrate de plomb, il se forme un beau précipité cristallin blanc de $PhO^5, 2PbO+HO$ qui se prête facilement au lavage; calciné il perd de l'eau, et se transforme en pyrophosphate en conservant sa couleur.

En faisant digérer ce sel avec de l'ammoniaque on obtient le phosphate de plomb tribasique $PhO^5,3PbO$, ainsi que l'ont annoncé

MM. Berzélius et Mitscherlich. On l'obtient encore en précipitant l'acétate de plomb incomplétement par le phosphate de soude. Il se forme un corps blanc amorphe, qui se comporte à chaud comme le composé $2(PhO^5,3PbO)+ClPb$, avec la différence qu'il n'abandonne pas de chlorure de plomb.

Le nitrate de plomb, donne avec le phosphate de soude ordinaire, un précipité qui est formé des deux derniers sels. Le chlorure de plomb et le phosphate acide de soude, produisent au contraire un mélange salin qui contient du chlore.

70. — Sur les pyrophosphates doubles; par M. Persoz (*Annales de Chimie et de Physique*, 3e série, t. XX, p. 315).

Stromeyer, le premier, a fait voir que certains pyrophosphates, insolubles dans l'eau, se dissolvent en présence d'un pyrophosphate alcalin, pour produire des pyrophosphates formés de deux oxydes différents; les phosphates se comportent d'une manière différente.

M. Persoz a parlé des pyrophosphates doubles dans un article qu'il promet de rendre plus complet.

Ces sels doubles se préparent généralement de deux manières: 1° on verse peu à peu du pyrophosphate de potasse ou de soude dans une dissolution saline, jusqu'à ce qu'il cesse de se former un précipité; on recueille alors sur un filtre le pyrophosphate insoluble, et, après l'avoir lavé, on le fait digérer avec la solution du pyrophosphate alcalin; puis, la dissolution achevée, on abandonne à l'évaporation spontanée. Ce procédé entraîne à des pertes de pyrophosphate insoluble et se prête mal à la cristallisation du sel.

2° Si au lieu de séparer le pyrophosphate précipité on le redissout aussitôt dans le pyrophosphate alcalin, en présence de beaucoup d'eau, on arrive à un résultat plus décisif. Le sel, qui se dépose d'abord par l'évaporation spontanée, est le pyrophosphate de soude en excès, puis le chlorure ou le sulfate, et enfin le sel double. En opérant avec du pyrophosphate de potasse, c'est ce sel qui reste en dissolution, et le pyrophosphate double se dépose après la cristallisation du sulfate ou du chlorure.

Le *pyrophosphate magnésico-sodique* est très-peu stable.

Le *pyrophosphate uranico-sodique*, d'un jaune pur, n'est décomposé ni par l'hydrogène sulfuré, ni par le sulfhydrate d'ammoniaque; sa dissolution peut être amenée au même degré de viscosité qu'une solution de gomme arabique.

Le *pyrophosphate chromico-potassique* n'a pu être obtenu qu'en dissolution. L'hydrogène sulfuré et le sulfhydrate d'ammoniaque sont sans action sur lui.

Le *pyrophosphate aluminico-sodique* est incolore, très-soluble; sa dissolution peut être concentrée directement sans décomposition; mais elle finit par se troubler en abandonnant du pyrophosphate d'alumine accompagné d'un sous-sel.

Le *pyrophosphate ferrico-sodique* $3PhO^5+Fe^2O^3+2(PhO^5,2NaO) + Aq$: est incolore et très-soluble ; on peut évaporer la dissolution sans la troubler, jusqu'à consistance sirupeuse; mais il s'opère alors une séparation partielle comme dans les sels d'alumine. L'hydrogène sulfuré lui commmunique une teinte cachou, sans dépôt de soufre; le sulfhydrate alcalin y développe une couleur verte intense, comparable à celle du manganate.

Le *pyrophosphate ferroso-sodique* n'existe qu'en solution, et encore est-il peu stable. Le sulfhydrate d'ammoniaque le décompose complétement.

Il y a deux espèces de *pyrophosphate cuivrico-sodique* : l'un bleu de ciel représenté par

$$PhO^5,2CuO + PhO^5,2NaO + 12HO;$$

l'autre bleu de ciel tendre représenté par

$$PhO^5,2CuO + 3(PhO^5,2NaO) + 24HO.$$

Le *pyrophosphate cuivrico-potassique* est extrêmement soluble ; il paraît qu'il existe plusieurs variétés de ce sel double. Les deux pyrophosphates doubles, qui précèdent, ne sont décomposés ni par le zinc, ni par le fer bien décapé; ce n'est qu'au bout de quelques jours que ces métaux se recouvrent d'un peu de cuivre.

M. Persoz termine son travail en signalant les applications dont quelques-uns de ces pyrophosphates doubles sont susceptibles.

71. — Sur les pyrophosphates; par M. Schwarzenberg (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXV, p. 133).

L'acide pyrophosphorique, qui a servi dans ces recherches, a été préparé en décomposant le pyrophosphate de plomb par l'hydrogène sulfuré. Un essai pour l'obtenir avec le pyrophosphate de ba-

ryte et l'acide sulfurique n'a pas fourni de résultats satisfaisants; il a conduit l'auteur à la remarque déjà faite par M. Weber (voir plus loin) que certains acides minéraux transforment l'acide pyrophosphorique en acide phosphorique trihydraté.

Pyrophosphate de potasse $PhO^5,2KO + 3HO$. On prépare ce sel en mêlant une dissolution alcoolique de potasse avec un léger excès d'acide pyrophosphorique; en versant de l'alcool dans la dissolution, le liquide devient laiteux et dépose, au bout de vingt-quatre heures, une couche sirupeuse que l'on évapore. Par la calcination il se forme du pyrophosphate et du métaphosphate de potasse qui se séparent aisément par l'eau dans laquelle ce dernier est insoluble.

Récemment calciné, le pyrophosphate de potasse constitue une masse blanche très-déliquescente. Sa dissolution est alcaline. Par l'ébullition avec la potasse, il se transforme en phosphate ordinaire. A 100°, il perd 1 équivalent d'eau; à 180°, il en perd un second; le troisième équivalent ne se dégage qu'à 300°.

Pyrophosphate de potasse acide $PhO^5,KO+HO$. Quand on dissout le sel précédent dans l'acide acétique et qu'on ajoute de l'alcool, il se sépare un liquide huileux qui constitue le pyrophosphate acide en question. Après avoir été lavé avec de l'alcool, on le place sur l'acide sulfurique où il se solidifie au bout de quelques jours. Il est blanc et déliquescent.

Pyrophosphate de potasse et d'ammoniaque $PhO^5,2KO + PhO^5,AzH^4O,HO + aq$. En sursaturant le sel acide de potasse avec de l'ammoniaque et en évaporant dans une atmosphère sèche et ammoniacale, on obtient ce sel double très-déliquescent. Il possède une réaction alcaline, et il perd de l'ammoniaque quand on le fait bouillir dans l'eau.

Le *pyrophosphate acide de soude* $PhO^5,NaO + HO$ se prépare comme le sel acide de potasse. Il forme une poudre cristalline très-soluble dans l'eau.

Le *pyrophosphate de soude et de potasse* $PhO^5,KO,NaO + 12aq$. cristallise en aiguilles primatiques quand on évapore à consistance sirupeuse le sel acide précédent neutralisé avec du carbonate de potasse. Il possède une réaction alcaline.

Pyrophosphate d'ammoniaque $PhO^5,2(AzH^3,HO)$. En versant de l'alcool dans une dissolution d'acide pyrophosphorique sursaturée d'ammoniaque, il se dépose au bout de vingt-quatre heures en lamelles cristallines. Ce sel est très-soluble dans l'eau et se trans-

forme par l'ébullition en pyrophosphate acide en perdant de l'ammoniaque.

Pyrophosphate acide d'ammoniaque $PhO^5,AzH^3,HO + HO$. Il se prépare comme les sels acides que nous venons de décrire, et il cristallise en lamelles nacrées, très-solubles dans l'eau.

Le *pyrophosphate d'ammoniaque et de soude* $PhO^5,AzH^4O,NaO + 5aq.$ se forme dans les mêmes conditions que le sel de potasse correspondant. Il cristallise en prismes rhomboïdaux et se transforme en pyrophosphate de soude quand on le fait bouillir avec de l'eau.

Pyrophosphate de baryte $PhO^5,2BaO + aq.$ Il se prépare au moyen du pyrophosphate de soude et du chlorure de barium. C'est une poudre amorphe, peu soluble dans l'eau et insoluble dans l'acide acétique et dans le pyrophosphate de soude. L'acide sulfureux aqueux le dissout assez facilement.

Le *pyrophosphate de strontiane* $PhO^5,2SrO+aq.$ s'obtient comme le précédent; il forme une poudre blanche qui devient cristalline quand on la fait bouillir dans l'eau.

Le *pyrophosphate de chaux* $2(PhO^5,2CaO) + 3aq.$ se prépare de la même manière. Il se présente en poudre amorphe, qu'on peut obtenir en croûtes cristallines quand on la dissout dans l'eau contenant de l'acide sulfureux.

Pyrophosphate de magnésie $PhO^5,2MgO + 3aq.$ Si l'on verse du pyrophosphate de soude dans du sulfate de magnésie, il se produit un précipité floconneux qui se transforme en poudre cristalline quand on le dissout dans de l'acide sulfureux et qu'on le fait bouillir.

Il se forme encore en chauffant une dissolution de pyrophosphate de soude dans laquelle on a dissous de la magnésie.

Pyrophosphate d'alumine $3PhO^5,2\,Al^2O^3 + 10aq.$ Il se prépare par double décomposition, ainsi que tous les sels suivants. Ce précipité est soluble dans l'ammoniaque et dans la potasse.

Quand on le dissout dans l'acide chlorhydrique et qu'on y verse de l'ammoniaque, toute l'alumine se précipite; mais la liqueur retient de l'acide phosphorique.

Pyrophosphate de chrome $3PhO^5,2Cr^2O^3 + 7aq.$ Il est soluble dans le pyrophosphate de soude et dans les acides minéraux puissants; il l'est également dans l'acide sulfureux aqueux et dans la potasse. Sa couleur verte se fonce à 100°.

Le *pyrophosphate de protoxyde de manganèse* $PhO^5,2MnO +$

3aq. est blanc et se sépare en écailles nacrées de sa dissolution dans l'acide sulfureux. La potasse le décompose.

Le *pyrophosphate de zinc* $2(PhO^5,2ZnO) + 3aq.$ est également soluble dans l'acide sulfureux et devient cristallin en se séparant. Les acides, la potasse et l'ammoniaque le dissolvent aisément. Au rouge l'hydrogène le décompose en zinc métallique, acide phosphoreux et hydrogène phosphoré.

Pyrophosphate de cadmium $PhO^5,2CdO + 2aq.$ Au moyen de l'acide sulfureux on l'obtient cristallisé. Avec l'hydrogène, il se comporte comme le précédent.

Le *pyrophosphate de protoxyde de fer* n'a qu'une existence momentanée.

Le *pyrophosphate de sesquioxyde de fer* $3PhO^5,2Fe^2O^3 + 9aq.$ est soluble dans les acides; le phosphate de soude et l'ammoniaque, le sel ammoniac, les acides sulfureux et acétique sont sans action sur lui.

Le *pyrophosphate de plomb* $PhO^5,2PbO+aq.$ n'est dissous ni par l'acide sulfureux, ni par l'ammoniaque; mais la potasse et le pyrophosphate de soude le dissolvent rapidement.

Le *pyrophosphate de cuivre* $PhO^5,2CuO + 2aq.$ se décompose par la potasse; l'acide sulfureux le dissout et le laisse déposer à l'état cristallin. L'hydrogène le décompose à chaud de la même manière que le sel de zinc.

Pyrophosphate de cuivre ammoniacal $3(PhO^5,2CuO) + 2(CuO, 2AzH^3) + 8aq.$ Le sel précédent se dissout dans l'ammionaque; la liqueur abandonne peu à peu des verrues qui contiennent 10 pour 100 d'ammoniaque.

Le *pyrophosphate de nickel* $PhO^5,2NiO + 6aq.$ peut être obtenu cristallisé au moyen de l'acide sulfureux; l'alcool ne précipite pas sa dissolution.

Pyrophosphate de protoxyde de' mercure $PhO^5,2Hg^2O + HO.$ Soluble dans l'acide nitrique, il est décomposé par l'acide chlorhydrique.

Pyrophosphate de deutoxyde de mercure $PhO^5,2HgO.$ La potasse le décompose, il est insoluble dans le pyrophosphate de soude.

Le *pyrophosphate de bismuth* et le *pyrophosphate d'antimoine* n'ont pas été analysés.

Pyrophosphate d'argent $PhO^5,2AgO.$ Il est blanc et soluble dans l'acide nitrique et dans l'ammoniaque.

Phosphate d'argent blanc $PhO^5,2AgO,HO$. M. Berzélius a déjà obtenu ce sel en dissolvant le phosphate jaune dans l'acide phosphorique et concentrant sur l'acide sulfurique; l'auteur n'a pu l'obtenir cristallisé. Quand on verse de l'éther dans la dissolution il se précipite une poudre cristalline, blanche, que l'eau transforme aussitôt en phosphate jaune et en acide phosphorique.

72. — Sur le sel anomal de M. Grégory et sur les métaphosphates; par M. Robert Maddrell (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXI, p. 53).

Ce sel anomal dont nous avons parlé (*Annuaire de Chimie*, 1846, p. 141), est un phosphate double de magnésie et de soude.

$$3(MgO,PhO^5) + NaO,PhO^5,$$

tandis que M. Grégory admettait la formule : $3PhO^5,2MgO$.

Ce phosphate double se dépose quand on maintient l'acide phosphorique des os à une température de 315°. Cependant M. Maddrell a vu que les premiers dépôts qui se forment constituent du métaphosphate de magnésie PhO^5,MgO pur.

L'auteur a préparé plusieurs autres métaphosphates. Les métaphosphates de potasse et de soude PhO^5,KO; PhO^5,NaO, obtenus avec l'acide phosphorique pur et le chlorate de potasse ou le nitrate de soude, présentent cela de particulier qu'ils sont insolubles dans l'eau ; ils sont solubles dans les acides étendus.

Ceux de baryte, de strontiane et de chaux, s'obtiennent en faisant dissoudre les carbonates de ces bases dans de l'acide phosphorique en excès. Leur composition est d'accord avec la formule générale, PhO^5, MO. Il en est de même des métaphosphates de cobalt, de nickel, de manganèse et de cuivre, qui se préparent en versant une dissolution du sulfate correspondant, dans de l'acide phosphorique étendu et en chauffant jusqu'à 316° le résidu de la liqueur évaporée. Le sel se dépose sous forme pulvérulente.

Les métaphosphates d'alumine, de chrome et d'oxyde ferrique, correspondent à la formule $3\ PhO^5$, M^2O^3 ; les deux premiers se produisent en faisant dissoudre leur oxyde en excès dans de l'acide phosphorique étendu. Pour le phosphate de fer on s'est servi de chlorure ferrique; ces trois sels se précipitent à 316° de leur dissolution acide.

L'acide qui a servi à la préparation de ces métaphosphates a été obtenu en traitant le phosphore par l'acide nitrique. L'acide phosphorique, préparé suivant la méthode de M. Grégory, n'a pu servir; il renferme toujours de la soude en quantité suffisante pour former des sels doubles. M. Maddrell en décrit, dans son Mémoire, deux qui ont ainsi pris naissance, ce sont :

$$6(PhO^5,NiO) + PhO^5,NaO$$

et

$$6(PhO^5,CoO) + PhO^5,NaO.$$

73. — Sur les silicates; par M. A. Laurent (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIII, p. 1050). — **Sur les borates;** par le même (*idem*, t. XXIV, p. 94). — **Sur les tungstates;** par le même (*idem*, t. XXV, p. 538 et *Annales de Chimie et de Physique*, 3e série, t. XXI, p. 54).

L'étude des constitutions salines a fait, dans ces dernières années, de notables progrès. On s'efforce maintenant de tenir compte de l'eau, d'en suivre la perte progressive par l'action de la chaleur, et de soumettre à des règles simples les variations que présente une série saline formée par la même base ou par le même acide. D'un autre côté, le groupement de plusieurs molécules basiques ou acides, en une seule molécule complexe, c'est-à-dire la définition nette des acides et des bases polyatomiques a permis de se rapprocher, dans l'expression des faits chimiques, de la réalité même, et de sortir de ces formules systématiques où l'on représentait invariablement tous les sels par une sorte de type général RO^3, MO. Ces idées nouvelles, appuyées déjà sur des analyses fort nombreuses, ont besoin qu'on les comprenne plus généralement, qu'on les suive et qu'on les applique avec le même soin et la même patience analytique à toutes les séries salines; on serait tenté de croire que tel a été le but de M. Laurent, mais il n'en est rien.

Ce chimiste ne saurait marcher ouvertement dans la voie que d'autres découvrent; mais comme il est plus facile de s'écarter d'une idée que d'en trouver une meilleure; et comme la discussion est plus commode et plus prompte que l'expérience, M. Laurent introduit dans ce sujet important sa recette habituelle. Il change la notation, divise un équivalent, en multiplie d'autres, et lorsqu'on est loin de l'auteur véritable, il ne trouve rien de plus

neuf que de déclarer qu'il existe des silicates, des bisilicates, des tri-quadri-quinti-sex- et octo-silicates; c'est-à-dire que l'acide silicique est polyatomique, ce qui est visible pour tous les chimistes depuis que la définition du mot existe. On devine que M. Laurent se garde bien d'analyser un seul silicate. « Attaquer ces questions par l'expérience, essayer de faire plusieurs acides siliciques, déterminer si l'eau de tel ou tel silicate est de l'eau basique ou de cristallisation (l'auteur en est encore à l'eau basique et à l'eau de cristallisation); refaire des centaines d'analyses sur des produits parfaitement cristallisés, tout cela m'a paru impossible. » Ce sont les propres déclarations de M. Laurent; ce qui était possible et facile, c'était d'inscrire les silicates, en tableaux, sans même retoucher aux analyses les plus contestables. Ajoutons cependant qu'il y a dans l'exposition de M. Laurent une idée qu'aucun chimiste ne revendiquera : il présume que les oxydes les plus divers pourraient être isomorphes dans les silicates et se remplacer en toute proportion, ainsi le protoxyde et le peroxyde de fer, l'alumine, la potasse, la soude, la chaux, l'eau, etc.

Les borates sont traités comme les silicates, M. Laurent a fait cependant deux déterminations d'eau pour 40 à 50 borates qu'il discute.

Nous arrivons aux tungstates : la molécule de l'acide tungstique WO^3 se multiplie par 2, 3, 4, 6, c'est un acide polyatomique; la chose est claire depuis le travail de M. Margueritte, mais dans sa mobilité l'auteur ne maintient même pas d'un Mémoire à l'autre ses premières dénominations, et nous voyons apparaître ici les acides paratungstique, métatungstique, isotungstique, polytungstique; pourquoi pas aussi des acides parasilicique, isosilicique, etc. ? Ce dernier Mémoire est semé de quelques expériences, mais ce sont des indications vagues, des indications irrégulières et morcelées; rien qui permette de suivre la préparation, la purification, le mode d'analyse; de la discussion, toujours, de l'autorité de formule et pas autre chose.

Un dernier trait : M. Laurent représente un paratungstate de potasse, de soude et d'ammoniaque par

$$W^4O^{14}, K_{\frac{3}{6}}Na_{\frac{3}{6}}Am_{\frac{13}{7}}H_{\frac{4}{6}} + 4Aq.$$

Il triomphe devant une formule si simple, et déclare que dans les formules dualistiques il faudrait écrire :

$$3(12WO^3, 5HO, HO + 48Aq) + 3(12WO^3, 5NaO, HO; + 48Aq:) + 13(12WO^3, 5AmO, HO + 48Aq), \text{etc.}$$

Il serait vraiment curieux de savoir où M. Laurent a pris les formules dualistiques auxquelles il s'attaque. En admettant, avec tous les chimistes, l'isomorphisme de l'ammoniaque et de la potasse, le sel si favorable au système de formules, exhibé par M. Laurent, serait tout uniment dans le langage et dans les formules habituelles un tungstate double. Si l'on accorde en outre, comme M. Laurent le prétend plus haut, que la soude peut remplacer la potasse et l'ammoniaque, ce serait un tungstate formé par trois bases complémentaires : la potasse, l'ammoniaque et la soude. Cette conclusion est-elle beaucoup plus compliquée que celle de M. Laurent ?

74. — De l'influence des chlorures alcalins sur la réaction du chlorure d'iode et du sulfate d'indigo; par M. Selmi (*Annuario italiano di Fisica e di Chimica*, 1846, p. 79).

M. Selmi a fait depuis longtemps la remarque que le sulfate d'indigo se décolore en présence du chlorure d'iode, comme il le fait avec le chlore libre ; il annonce maintenant que cette réaction cesse d'avoir lieu en présence des chlorures alcalins.

75. — Procédé pour préparer l'iodure de potassium; par M. Barbet (*Journal de Chimie médicale*, 3e série, t. III, p. 466).

Ce procédé consiste à faire passer un courant d'hydrogène sulfuré dans une dissolution de carbonate de potasse indiquant 20 ou 25 degrés à l'aréomètre, et contenant en suspension une quantité d'iode égalant un peu moins du double de la quantité de carbonate alcalin sec employé.

76. — Action des acides sur l'iodure de potassium; par M. Diesel (*Archiv der Pharmacie*, t. XCIX, p. 272). — **Sur le même sujet;** par M. Wackenroder (*ibid*, p. 275).

M. Diesel appelle l'attention sur la présence des sulfures dans l'iodure de potassium. Le soufre s'y rencontre surtout quand cet iodure alcalin a été préparé par l'iodure de zinc et le carbonate de potasse, le zinc employé ayant contenu du soufre.

L'auteur annonce ensuite que l'iodure de potassium exempt de

sulfure de potassium donne avec l'acide sulfurique concentré, de l'acide sulfureux et de l'hydrogène sulfuré. M. Wackenroder se donne la peine de vérifier ce fait, connu depuis longtemps. Il faut ajouter qu'en faisant réagir l'acide sulfurique anhydre sur l'iodure de potassium, M. H. Rose a observé un dégagement d'acide sulfureux avec dépôt d'iode et formation de sulfate de potasse.

Étendu de 4 à 6 fois son poids d'eau, l'acide sulfurique ne donne plus naissance à l'hydrogène sulfuré; mais le liquide se colore à la longue par suite de l'iode mis en liberté.

Si à la dissolution d'iodure renfermant du sulfure, on ajoute du chlorure stanneux en excès, on observe un léger dégagement d'hydrogène sulfuré; en évaporant la dissolution à froid, il se sépare des houppes cristallines d'un corps non examiné.

Les bromures, traités par l'acide sulfurique concentré, ne produisent que de l'acide sulfureux, du brome et un peu d'acide bromhydrique, pas d'hydrogène sulfuré.

77. — Sur la fabrication de la soude artificielle; par M. Unger (*Annalen der Chemie und Pharmacie,* t. LXI, p. 129, et t. LXIII, p. 240).

M. Unger a fait des recherches étendues et consciencieuses sur la fabrication de la soude artificielle d'après le procédé de Leblanc.

Son mémoire commence par l'analyse d'une soude brute, originaire de la fabrique de Ringkuhl, près de Cassel.

100 parties de cette soude sont formées de :

Sodium	18,53
Calcium	25,88
Magnésium	0,40
Fer	1,54
Chlore	1,55
Soufre	13,18
Charbon	1,59
Acide carbonique	15,30
Eau combinée	2,89
Eau hygroscopique	2,10
Silice combinée	4,08
Sable	2,02
Oxygène et perte	10,94

M. Unger répartit ces principes de la manière suivante :

		SODIUM.	CALCIUM.	SOUFRE.	ACIDE carboniq.	OXYGÈNE corresp. à la perte.
Sulfate de soude...	1,99	0,79	»	0,45	»	0,75
Chlorure de sodium.	2,54	1,04	»	»	»	»
Carbonate de soude.	23,57	10,27	»	»	9,76	3,53
Hydrate de soude..	11,12	6,43	»	»	»	2,21
Carbonate de chaux.	12,90	»	25,22	»	5,63	2,05
3CaS + CaO........	34,76	»	20,61	12,14	»	2,01
Sulfure de fer......	2,45	»	»	0,91	»	»
Silicate de magnésie.	4,74	»	»	»	»	0,26
Charbon...........	1,59	»	»	»	»	»
Sable..............	2,02	»	»	»	»	»
Eau...............	2,10	»	»	»	»	»

Un autre échantillon de soude brute de Ringkuhl, examiné par M. Schwarzenberg, était composé ainsi qu'il suit :

Carbonate de soude	....	62,13
Hydrate id.	....	17,20
Sulfate id.	....	8,66
Sulfite id.	....	0,35
Silicate id.	....	2,56
Aluminate id.	....	1,11
Chlorure de sodium	....	3,41
Résidu insoluble	....	0,62
Eau	....	3,96

Le résidu de la lixiviation, à l'eau froide, de l'échantillon de soude examiné par M. Unger, possédait la composition suivante :

	Analyse.		Calculée d'après les résultats obtenus avec la soude brute.
Sodium............	1,06	...	
Calcium...........	39,11	...	39,11
Magnésium.........	0,59	...	0,60
Fer...............	2,56	...	2,32

Soufre.............	18,90	...	19,23
Charbon............	2,60	...	2,40
Acide carbonique....	8,55	...	»
Eau en combinaison...	2,56	...	»
Eau hygroscopique...	3,45	...	»
Silice en combinaison.	5,94	...	6,16
Sable..............	3,09	...	3,05
Oxygène et perte.....	11,59	...	»

L'auteur répartit ces substances de la manière suivante :

		SODIUM.	CALCIUM.	SOUFRE.	OXYGÈNE corresp. à la perte.
Carbonate de chaux........	19,56	»	7,91	»	3,08
$3CaS + CaO$...............	32,80	»	19,49	11,40	1,90
Sulfate de chaux	3,69	»	1,10	0,87	1,72
Hyposulfite de chaux.......	4,12	»	1,10	1,74	1,29
Hydrate de chaux..........	4,02	»	2,20	»	0,86
Bisulfure de calcium........	4,67	»	1,83	2,84	»
Monosulfure de calcium.....	3,25	»	1,83	1,42	»
Hydrate de chaux..........	6,67	»	3,66	»	1,40
Sulfure de sodium..........	1,78	1,06	»	0,72	»
Sesquioxyde de fer........	3,70	»	»	»	1,14
Silicate de magnésie.... ...	6,91	»	»	»	0,38
Charbon..................	2,60	»	»	»	»
Sable....................	3,09	»	»	»	»
Eau......................	3,45	»	»	»	»

En se basant sur les proportions indiquées par Leblanc, M. Dumas avait attribué au sulfure de calcium basique, la formule $2CaS+CaO$, les résultats analytiques de M. Unger exigent au contraire la formule $3CaS+CaO$, qui s'accorde avec la composition du sulfure basique de barium, analysé par M. H. Rose. D'ailleurs si la formule $2CaS+CaO$ était exacte, il faudrait, d'après M. Unger, trouver dans la soude brute du sulfure de calcium libre, ce qui est contraire à l'expérience.

M. Unger rapporte une réaction qui serait de nature à jeter quelque lumière sur la formation de la soude artificielle. Quand on expose la soude brute, dans un tube scellé, à l'action d'un bon

fourneau à vent, elle devient brun rouge, de gris cendré qu'elle était d'abord. En cet état, elle cède à l'eau, d'abord une quantité notable de monosulfure de sodium, et plus tard du carbonate de soude non altéré. En chauffant ensuite modérément la masse rouge cerise, la réaction hépatique disparaît, et le produit reprend peu à peu la couleur ainsi que les autres propriétés de la soude brute. Mais dès que cette dernière est saturée d'acide carbonique, il devient difficile de lui faire prendre la couleur brune par une nouvelle calcination.

Cette expérience et les analyses qui précèdent, conduisent M. Unger aux conclusions suivantes : les fabricants de soude portent surtout leur attention sur l'exactitude des proportions du mélange et sur la bonne conduite du feu. Les proportions sont :

D'après Leblanc.				D'après la théorie.	
Sulfate de soude anhydre.	1000	39	... 3	équivalents de sulfate de soude.	40,3
Craie.	1000	39	... 4	id. de carbonate de chaux...	38,2
Charbon.	550	22	... 19	id. de charbon.	21,5
		100			100,0

Quand le mélange est dans le fourneau, l'ouvrier active le feu aussi vivement que possible, la masse entre en fusion et il se dégage beaucoup d'oxyde de carbone. On a soin de ne laisser arriver qu'un faible courant d'air, de sorte que la combustion se borne à l'oxyde de carbone qui devient ainsi une abondante source de chaleur. Ce gaz provient de la réduction du sulfate de soude par le charbon. Le carbonate de chaux est également décomposé, la chaux devient caustique et fournit, à son tour, de l'oxyde de carbone à la combustion.

Quand la masse en fusion ne dégage plus que de rares bulles de gaz, cette première opération est arrivée à son terme ; le produit renferme alors du sulfure de sodium, de la chaux caustique et du charbon.

Dès que l'ouvrier a saisi ce moment, il diminue le feu et se met à brasser la masse avec un ringard. Quand la température s'est abaissée, la chaux et le sulfure de sodium se décomposent en soude caustique et en sulfure basique de calcium. On agite alors activement la masse, par ce moyen on favorise l'accès de l'air et on évite l'élévation de température dans certaines parties, ce qui empêche la recomposition du sulfure de sodium et de la chaux caustique.

L'air brûle d'ailleurs le reste du charbon qui suffit pour carbonater la soude.

M. Unger représente les différentes phases de cette opératio npar les formules suivantes :

$$3(SO^3, NaO) + 4(CO^2,CaO) + 19C =$$
$$3SNa + 4(CO^2,CaO) + 7C + 12CO =$$
$$3SNa + 4CaO + 3C + 20CO =$$
$$3NaO + 3SCa, CaO + 3C + 20CO.$$

Enfin le charbon restant est brûlé par 6 équivalents d'oxygène et forme l'acide nécessaire pour carbonater la soude.

$$3(CO^2,NaO) + 3CaS, CaO + 20CO.$$

Ces formules confirment ce fait indiqué par Leblanc que le mélange perd 40 pour 100 à l'état de gaz, pour donner la soude brute. Elles indiquent également que ce produit peut renfermer des quantités variables de soude caustique quand le charbon est insuffisant.

Enfin M. Unger a suivi, pas à pas, les modifications que le mélange éprouve depuis le moment où il subit le contact du feu jusqu'à son entier refroidissement. Il a été conduit ainsi à faire une série d'expériences dont nous transcrivons les résultats.

1° Le charbon ne réduit l'acide carbonique en oxyde de carbone, qu'à une température supérieure à la fusion de l'argent ;

2° Il forme avec le sulfate de soude, du sulfure de sodium et de l'acide carbonique, à une température voisine de 900° centigrades ;

3° Le sulfure de sodium, calciné avec le sulfate de soude, décompose l'acide sulfurique et produit entre autres de l'acide hyposulfureux ;

4° Le sulfate de soude et le carbonate de chaux échangent partiellement leurs acides à environ 900° centigrades. L'expérience a prouvé que le mélange des deux sels doit être, dans les rapports de 1 équivalent de carbonate de chaux pour 3 équivalents de sulfate de soude.

On observe en même temps une disparition d'oxygène, et la substance qui reste offre une composition qui s'accorde avec la formule $3SCa + SO^3, CaO$.

M. Unger termine par des détails sur le produit de la calcination du sulfate de soude avec un excès de carbonate de chaux. Ce produit possède la composition et la réaction des résidus de la lixiviation de la soude de Ringkuhl; il renferme les mêmes quantités d'eau et beaucoup de 3SCa, CaO.

Ce sulfure, qui dérive nécessairement du composé $3SCa + SO^3$, CaO qui s'est formé d'abord, n'est pas altéré par les dissolutions métalliques, même à la température de l'ébullition, mais les réactions propres à l'hydrogène sulfuré deviennent manifestes au contact des acides.

Son insolubilité dans l'eau est cause de la difficulté qu'on a à l'obtenir pur, car on ne peut le préparer que sous l'influence d'un excès de carbonate de chaux; en n'employant de ce dernier que les proportions nécessaires, on obtient un produit qui attaque tous les vases et qui ne ménage pas même le platine.

M. Unger se propose d'examiner plus tard, l'influence que l'eau peut exercer sur la formation de la soude. Pour le moment, il se borne à annoncer qu'il n'a pu réussir, à préparer de la soude brute par le procédé de Leblanc, qu'en opérant en présence de la vapeur d'eau.

78. — Solubilité du chlorure de sodium dans l'alcool; par M. Wagner (*Journal für prakt. Chemie,* t. XL, p. 448).

A 14°	de l'alcool de	75 p. 100	a dissous	0,661 p. 100	de chlorure de sodium.
A 15°,25	id.	75	id.	0,700	id.
A 38°,00	id.	75	id.	0,736	id.
A 71°, 5	id.	75	id.	1,033	id.
A 15°, 0	id.	95,5	id.	0,174	id.
A 77°,25	id.	95,5	id.	0,171	id.

79. — Sur la solubilité du fluorure de calcium; par M. G. Wilson (*L'Institut,* 1847, p. 54).

Sans donner de nombres, M. Wilson annonce que le fluorure de calcium est soluble dans l'eau et plus soluble à 212° F. qu'à 60°. La dissolution aqueuse donne, avec les sels de baryte, un précipité qui ne peut être dissous que par une très-grande quantité d'acide chlorhydrique ou nitrique. L'auteur a constaté la présence du fluorure de calcium dans l'eau de la mer puisée au Frith de Forth; il en a trouvé également dans l'eau d'un puits d'Édimbourg.

80. — Sur la solubilité du carbonate de chaux dans l'eau saturée d'acide carbonique ; par M. Lassaigne (*Journal de Chimie médicale*, 3e série, t. III, p. 66).

« Un volume d'eau saturée d'acide carbonique à 10° a dissous 0,00088 de son poids de carbonate de chaux.

« Un même volume d'eau saturée à 0° en a dissous 0,00070. »

81. — Note sur le plâtre ; par M, Plessy (*Comptes rendus des séances de l'Académie des sciences*, t. XXIV, p. 658 et 812). — **Observations au sujet de cette communication,** par M. Millon (*ibid.* p. 695 et 862).

Suivant M. Plessy, les expériences de M. Millon, sur la déshydratation fractionnée du sulfate de chaux, par la chaleur, sont complétement erronées.

Néanmoins M. Millon persiste dans les conclusions de son travail, (voir *Annuaire de Chimie*, 1847, p. 73.)

82. — Nouveau moyen pour former le chlorure d'oxyde de calcium ; par Ch. Mène (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXV, p. 747).

Ce moyen consiste simplement à traiter la chaux éteinte par de l'eau saturée de chlore; le chlore est absorbé instantanément et la chaux se dissout à mesure qu'on ajoute de l'eau de chlore.

Comme l'hypochlorite de chaux n'est presque jamais employé à l'état solide dans l'industrie, l'auteur voit dans ce procédé un moyen très-expéditif et économique, car il permet d'utiliser l'eau de chlore qui provient soit des fabriques d'eau de javelle, soit de la fabrication des savons.

83. — Décomposition du phosphate de chaux des os par le carbonate d'ammoniaque ; par M. Reinsch (*Archiv der Pharmacie*, t. CI, p. 307).

M. Reinsch annonce qu'il a tenté cette expérience, mais elle ne réussit que très-incomplétement.

84. — Sur la solubilité du phosphate de chaux dans les acides ; par M. Alexandre Crum (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXIII, p. 394).

Les recherches de M. Crum portent sur le phosphate tribasique de chaux, il a préparé ce sel par le procédé de M. Berzélius.

Les acides étendus qu'il avait employés étaient formés de 1 équivalent d'acide, supposé anhydre, et de 1000 parties d'eau pure.

M. Crum a opéré à une température de 37°. La partie qui était restée intacte n'avait pas changé de nature.

Voici les proportions de phosphate de chaux dissous par 100 parties de chacun des acides employés :

		ACIDE azotique.	ACIDE hydrochlorique.	ACIDE acétique.	ACIDE tartrique.	ACIDE malique.	ACIDE lactique.	ACIDE sulfuriq.
Phosphate de chaux dissous	I	0,768	0,910	1,10	1,33	0,929	1,112	1,23
	II	0,747	0,802	1,12	1,26	0,940	1,150	1,30
	III	»	0,821	»	»	0,899	0,820	1,15

On voit que les acides organiques dissolvent plus de phosphate de chaux que les acides minéraux; cela tient à ce que les sels des premiers sont eux-mêmes des dissolvants de ce phosphate.

85. — Sur les précipités que les alcalis caustiques et carbonatés produisent dans les dissolutions d'alun et de sulfate d'alumine; par M. Bley (*Journal für prakt. Chemie,* t. XXXIX, p. 1).

M. Bley a fait varier les conditions dans lesquelles se produisent ces précipités; il a opéré soit à froid, soit à chaud, en employant de l'alcali en excès ou en quantité insuffisante.

Avec l'alcali caustique ou carbonaté en quantité insuffisante, il se forme constamment des précipités de sulfate d'alumine basique.

D'après M. Berzélius, le précipité formé par l'ammoniaque dans le sulfate neutre, est $SO^3,Al^2O^3 + 9HO$. D'après M. Bley on n'obtient que des mélanges. Les dosages de l'alumine lui ont fourni des nombres qui varient entre 29,05 et 54,67 pour 100. Les nombres obtenus pour l'acide sulfurique se trouvaient compris entre 2,60 et 19,87. Bien lavés, ces précipités étaient tous exempts de potasse.

En précipitant les dissolutions d'alumine par un carbonate alcalin en excès, M. Bley obtint des précipités exempts d'alcali et formés exclusivement d'acide carbonique, d'alumine et d'eau. La quantité

d'acide carbonique oscillait entre 5,50 et 13,57 pour 100, et celle d'alumine se trouvait entre 46,70 et 53,25 pour 100.

Bien que ces précipités ne soient que des mélanges, ils tendent à prouver que l'alumine peut réellement se combiner à l'acide carbonique. On sait, au reste depuis longtemps que le précipité formé dans les circonstances décrites renferme de l'acide carbonique, mais on attribuait la présence de cet acide à de petites quantités de carbonate alcalin que les lavages ne pouvaient enlever entièrement.

M. Bley affirme qu'il a mis tous ses soins à la recherche de cet alcali, et que les réactifs les plus sensibles n'ont pu le conduire à signaler de la potasse ou de l'ammoniaque.

M. de Saussure a fait voir d'ailleurs que l'alumine est un peu soluble dans l'eau acidulée d'acide carbonique.

Ces précipités de carbonate d'alumine se dissolvent en petite quantité dans l'ammoniaque caustique. La liqueur renferme de l'alumine et du carbonate d'ammoniaque.

Si on opère ces précipitations avec des liqueurs bouillantes, on obtient encore des mélanges qui renferment tous, cette fois, de la potasse et de l'acide sulfurique. L'auteur a expérimenté, tour à tour, avec des alcalis caustiques et leurs carbonates. Le sesquicarbonate en excès lui a donné des résultats analogues à ceux que lui ont fournis les autres alcalis, en quantité insuffisante.

Les eaux mères filtrées rougissaient le papier de tournesol.

Un excès de carbonate de potasse a produit une seule fois un carbonate basique d'alumine exempt de potasse, une autre fois le précipité était de l'hydrate d'alumine pur, mais les nombres fournis par l'analyse ne conduisaient à aucun rapport rationnel.

86. — Sur la forme cristalline du zinc métallique; par M. J. Nicklès (*Annales de Chimie et de Physique*, 3e série, t. XXII, p. 37).

M. Noeggerath qui a, le premier, examiné la forme cristalline du zinc métallique, fit voir qu'elle appartient au système hexagonal. En ceci, le zinc diffère donc singulièrement des métaux de la série magnésienne qui cristallisent en général dans le système régulier.

M. Nicklès vient de faire voir que cette exception n'est qu'apparente, et que le zinc se rattache à ses congénères, par le dimorphisme.

En effet, les cristaux de zinc pur qu'il a examinés étaient des dodécaèdres pentagonaux.

87. — Sur l'oxyde de zinc libre et carbonaté; par M. Lefort (*Journal de Pharmacie et de Chimie*, 3e série, t. XI, p. 329).

Il résulte de ce travail :

1° Que pour obtenir l'oxyde de zinc pur, on ne doit pas se servir d'ammoniaque liquide, en raison des sels de zinc ammoniacaux qui se forment;

2° Que les carbonates et les bicarbonates alcalins peuvent très-bien être employés à la préparation de l'oxyde de zinc, pourvu que l'on ait soin de faire la précipitation du carbonate de zinc au sein de l'eau chaude;

3° Que le carbonate de zinc, qui prend naissance lorsqu'on traite les sels de zinc par les carbonates alcalins froids et bouillants, a toujours la même composition, c'est-à-dire celle de l'hydrocarbonate.

L'analyse que M. Lefort a faite de ce composé, confirme celle de M. Berzélius dont le résultat est représenté par la formule

$$3CO^2 + 8ZnO + 6HO.$$

4° Enfin, que les bicarbonates alcalins et froids donnent, avec les sels de zinc également froids, un carbonate de zinc tribasique que la calcination convertit encore en oxyde très-pur et très-léger.

Ce composé tribasique a pour formule :

$$CO^2 + 3ZnO + 6HO.$$

M. Lefort pense qu'il doit être confondu avec le carbonate naturel que M. Smithson représente par

$$CO^2 + 3ZnO + 3HO.$$

88. — Sur les monohydrates cristallisés de zinc et de cadmium; par M. J. Nicklès (*Annales de Chimie et de Physique,* 3e série, t. XXII, p. 28).

Dans une pile formée de zinc, de fer et d'ammoniaque qui avait servi depuis quelque temps, il s'est déposé de petits cristaux que M. Runge a reconnus pour de l'hydrate de zinc. M. J. Nicklès a examiné ces cristaux; il a confirmé la formule ZnO,HO, que leur at-

tribue M. Schindler, et il a trouvé que leur forme appartient au système du prisme droit rhomboïdal. Ces cristaux sont des prismes de 117° 44′, surmontés de pointements macrodiagonaux et modifiés sur les arêtes verticales par des faces terminales droites. Leur densité est de 2,677 à 18°,5.

Pour préparer cet hydrate, il suffit de placer 1 partie de fer en tournures, et 3 parties de zinc laminé dans 300 centimètres cubes d'ammoniaque en dissolution dans l'eau; il se dégage aussitôt de l'hydrogène, et au bout de 10 jours environ, quand la dissolution ammoniacale est saturée d'hydrate, ce sel se dépose en abondance.

L'auteur examine ensuite l'influence de la texture des métaux sur l'énergie de la réaction; le zinc se dissout très-vite quand il est laminé, et lentement quand il est en grenailles, cela tient à ce que, dans ce dernier état, il est cristallisé, et par conséquent plus cohérent et moins attaquable que le zinc amorphe. On sait que tous les corps cristallisés sont dans ce cas.

Le fer en tournure, par conséquent à texture cristalline, favorise au contraire la réaction, le fer laminé la retarde; cet effet inverse se comprend, car le fer ne se dissout pas et se borne à jouer le rôle d'élément négatif.

Le fer peut être remplacé par d'autres métaux, tels que le plomb, le cuivre.

En présence du zinc, le cuivre cesse de se dissoudre dans l'ammoniaque, qui, par conséquent, ne bleuit plus sous l'influence de l'air, parce que le rôle électrique du cuivre est changé; mais il reprend sa proprieté de se dissoudre et de colorer l'ammoniaque dès qu'il se trouve en présence de métaux qui jouent, dans l'ammoniaque, le rôle d'éléments électro-négatifs; par exemple, l'étain, le plomb.

Les eaux mères de zincate d'ammoniaque bleuissent, peu à peu, au contact de l'air et d'une lame de cuivre; au bout de quelques heures, elles déposent du monohydrate de zinc. D'un autre côté, agitée avec du zinc métallique, la dissolution de cuivrate d'ammoniaque abandonne son cuivre, se décolore et régénère du zincate,

Ces propriétés inverses se conçoivent. Dans le premier cas, la réaction se passe entre des oxydes; dans le second, entre des métaux.

Le fer, négatif dans l'ammoniaque, est sans action sur l'une et l'autre de ces dissolutions.

Le *monohydrate de cadmium* CdO,HO se prépare comme le pré-

cédent; il cristallise en verrues, et il est peu stable. Le cuivre se comporte avec le cadmiate d'ammoniaque comme avec le zincate.

89. — Sur le sulfate de cadmium; par M. Kuhn (*Archiv der Pharmacie*, t. C, p. 286).

M. Kuhn a analysé un sulfate de cadmium renfermant 1 équivalent d'eau de cristallisation; ce sel s'est formé accidentellement en dissolvant du cadmium dans de l'eau, contenant un excès d'acide sulfurique. Quand on fit évaporer la dissolution, il se déposa des croûtes cristallines.

90. — Action de l'acide sulfhydrique sur les sels de cadmium; par M. Reinsch (*Archiv der Pharmacie*, t. C, p. 59).

Quand on traite par l'acide sulfhydrique un sel de cadmium en présence de l'acide chlorhydrique concentré, il se forme un précipité blanc pulvérulent de chlorosulfure de cadmium qui se décompose en chlorure et en sulfure; ce dernier se précipite quand on étend d'eau.

Au contact de l'acide hydrochlorique, le sulfate de cadmium récemment précipité perd sa couleur jaune, et se transforme en chlorosulfure blanc.

91. — Sur la décomposition du fer spathique sous l'influence d'une température élevée; par M. E. Glasson (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXII, p. 89).

Le minéral examiné provenait de Biber; il était presque blanc et bien cristallisé; néanmoins il n'était pas tout à fait pur; un dosage a donné les nombres suivants :

Carbonate de fer....................	85,48
Oxyde de manganèse................	6,79
Magnésie..........................	4,66
Chaux............................	2,00
Résidu insoluble..................	0,48

Pour le décomposer par le feu, on l'a placé dans un tube très-réfractaire, en communication avec du mercure au moyen d'un tube de dégagement. Le gaz ne fut recueilli qu'après que l'air eut été chassé de l'appareil. Le rapport de l'acide carbonique à l'oxyde de carbone, déduit d'une moyenne de 18 expériences, est de 4,7 à 1.

La composition du résidu correspond à la formule :

$$Fe^2O^3 + 4\begin{cases} FeO \\ MnO \end{cases}$$

et s'accorde avec celle des battitures $Fe^2O^3 + 4FeO$ de M. Berthier.

L'auteur fait encore remarquer que les produits gazeux ne sont pas les mêmes à toutes les températures, et que le volume d'oxyde de carbone augmente à mesure que la décomposition progresse.

92. — Sur la détermination du carbone de la fonte, par M. KUDERNATSCH (*Journal für prakt. Chemie*, t. XL, p. 499).

L'auteur a dosé le carbone de 2 échantillons de fonte grise provenant de Loelling en Carinthie.

Le but de ce dosage était d'essayer comparativement les trois méthodes les plus généralement usitées, savoir : la combustion par l'oxyde de cuivre, celle par un mélange de chromate de plomb et de chlorate de potasse ; enfin, la combustion par le chromate de plomb seul. L'auteur conclut de ce travail que les deux premières méthodes fournissent de bons résultats, et que la dernière est à rejeter, ainsi que l'a déjà dit M. Regnault.

Pourtant M. Kudernatsch emploie de préférence l'oxyde de cuivre ; la combustion dans le mélange de chromate de plomb et de chlorate de potasse lui ayant semblé plus difficile à conduire, et pouvant d'ailleurs exposer à des erreurs, par la production d'un peu de chlore entraîné dans l'appareil à potasse.

Le premier échantillon de fonte renfermait		3,50 p. 100	de carbone.
Le second	id.	4,34	id.

93. — Sur les carbures de fer ; par M. KARSTEN (*Journal für prakt. Chemie*, t. XL, p. 229).

Après avoir montré que les termes de *fer doux, acier, fonte,* ne sont qu'arbitraires, M. Karsten donne les détails des dosages du carbone d'une fonte blanche, fabriquée avec du fer carbonaté et du charbon de bois. Il a suivi pour cela les quatre méthodes les plus dignes de confiance, et il a obtenu des quantités de carbone qui se trouvent entre les limites de 4,2835 et 5,234 pour 100.

L'auteur s'applique ensuite à déterminer la valeur des dénominations de fer doux et d'acier.

On appelle acier, un fer capable, après la trempe, de faire feu au silex; le fer exige 0,5 pour 100 de charbon pour remplir cette condition. Il faut remarquer cependant que plus le fer est pur, plus il peut fixer de carbone pour arriver à ce degré de dureté; M. Karsten a vu du fer pur exiger jusqu'à 0,65 pour 100 de carbone pour devenir acier.

La dureté et la ténacité du fer augmentent avec le carbone. La plus grande dureté ne paraît pas dépasser 1,4 à 1,5 pour 100 de carbone. Il est vrai qu'elle augmente encore si la proportion de carbone devient plus considérable; mais dans ce cas, l'acier perd de sa ténacité, et il est moins propre à être soudé. C'est ainsi qu'avec 1,75 pour 100 de carbone l'acier n'est plus que peu soudable; quand il renferme 2 pour 100 de carbone, il se brise à chaud, sous le marteau. Dans ce dernier état, l'acier pourrait déjà être appelé de la fonte; toutefois, il se laisse écrouir à froid, et ne possède pas encore la propriété de mettre en liberté une partie du carbone à l'état de graphite, après avoir été fondu et refroidi lentement. Pour qu'il acquière cette propriété, il faut que la proportion de carbone s'élève à 2,25 ou 2,30 pour 100.

Les expériences de M. Karsten établissent que le fer peut fixer au plus 5,93 pour 100 de carbone.

Ce travail contient encore beaucoup de détails intéressants pour la fabrication de l'acier fondu avec des propriétés déterminées.

94. — Sur le phosphore et l'arsenic que renferme le fer; par M. SCHAFHAEUTL (*Journal für prakt. Chemie*, t. XL, p. 304).

Relativement à l'arsenic, l'auteur n'annonce rien de nouveau ou d'intéressant; quant au phosphore, il décrit une méthode qui permet, selon lui, de doser ce métalloïde.

Dans une fiole munie d'un tube effilé et recourbé sous un angle de 25 à 30°, on met le fer à examiner en contact avec de l'acide hydrochlorique étendu. On enflamme le jet d'hydrogène que l'on dirige vers la partie inférieure d'un tube, ouvert aux deux extrémités et disposé dans le prolongement du tube effilé. Le courant d'air entraîne dans le tube les produits de la combustion. Tout ce qui n'est pas gazeux se condense avec la vapeur d'eau le long des parois du tube, et

vient se rendre dans une petite capsule disposée à cet effet. On recherche ensuite l'acide phosphorique dans le liquide condensé.

L'auteur promet les détails nécessaires dans un prochain travail.

95. — Composition de la fonte et du fer forgé; par M. Svanberg (*Journal für prakt. Chemie*, t. XL, p. 232).

Les différents échantillons qui font l'objet de ces analyses proviennent de l'Amérique septentrionale.

	Juniata.	Long-Mine, Orange-County, New-York.	Salisbury, Connecticut.	Montagnes de fer, Missouri.	Au haut fourn. d'anthracite de Columbia, Donville.
Charbon......	2,8913	2,3909	3,0529	5,3617	6,4797
Silicium.......	0,8293	1,9042	1,3442	1,0948	1,9607
Phosphore....	0,1592	0,0272	0,1224	0,1806	1,4591
Soufre........	0,0052	0,0044	0,0028	0,0170	0,0023
Cuivre........	Trace	.....	0,0101	0,0235	.....
Fer..........	96,1150	95,6733	95,4676	93,3224	90,0985

Une gueuse ouvrée dans le haut fourneau de la compagnie Lehigh-Iron contenait :

Carbone........................	4,4064
Silicium........................	1,0350
Soufre........................	0,0600
Calcium........................	0,0163
Aluminium....................	0,0406
Cuivre........................	0,0154
Phosphore....................	0,0017
Fer..........................	94,3948

Fer forgé de

	Juniata.	Long Mine.	Salisbury.	Missouri.	Fer à clous d'Amérique.
Acide silicique........	0,3765	0,5323	0,0876	0,2870	0,3006
Phosphore............	0,0942	0,0233	0,0235	0.0295	0,0773
Soufre...............	0,0042	0,0010	0,0055	0,0024	0,0020
Cuivre...............	0,0168	—	—	—	0,5544
Fer (Carbone et perte).	99,5083	99,4434	99,8833	99,6811	99,0654

96. — Expériences sur la fabrication du fer; analyse des gaz des hauts fourneaux; par MM. Bunsen et Playfair (*Rapport annuel sur les progrès de la Chimie*, 1848, p. 33).

Ce travail a surtout pour objet, l'analyse des gaz qui se déga-

gent des fourneaux dans lesquels on fond, au moyen de la houille, les minerais de fer anglais. Il commence par une appréciation des méthodes suivies pour l'analyse de ces gaz ; cette analyse peut s'effectuer ou bien par la détonation avec de l'oxygène sur du mercure, ou bien en faisant passer le gaz sur de l'oxyde de cuivre pesé et incandescent ; recueillant le gaz carbonique et l'eau de la manière ordinaire ; déterminant l'azote par le volume et la quantité d'oxygène employée au moyen de la perte de poids de l'oxyde de cuivre réduit partiellement.

MM. Bunsen et Playfair ont fait usage de la première de ces méthodes analytiques.

Les gaz qui se développent dans un haut fourneau sont dus à deux sources différentes ; l'une de ces sources est la distillation sèche de la houille, dont les produits se trouvent principalement dans la partie supérieure du fourneau ; l'autre est la combustion du charbon dans la partie inférieure, aux dépens de l'air insufflé. Cette distillation sèche de la houille, dont les produits sont entraînés par le courant d'air venant d'en bas, convertit la houille en coke ; mais cette transformation n'a pas toujours lieu à la même hauteur du fourneau, elle dépend de la grosseur des morceaux de houille que l'on introduit par en haut ; les plus gros pèsent quelquefois une vingtaine de livres et, avant d'être carbonisés, ils arrivent à une plus grande profondeur que les plus petits qui, selon leur petitesse, sont carbonisés de plus en plus. Cette circonstance est une cause de variation dans la nature des gaz ; car lorsque les produits de distillation se forment très-près de la partie supérieure, ils sont entraînés par le courant d'air dans le même état, à peu près, qu'ils ont dès l'origine, tandis que lorsqu'ils proviennent de la partie inférieure et qu'ils doivent traverser toute la masse de charbon incandescent, leur composition en est altérée.

Pour arriver à connaître la nature de ces produits de distillation, l'on a fait deux essais préliminaires en employant la même houille (de Gasforth) que l'on brûle dans le haut fourneau (*Alfreton iron works*) dont on se proposait d'analyser les gaz. Cette distillation sèche a été effectuée dans un tube de verre disposé comme pour une analyse organique, et muni d'un récipient tubulaire, pour recueillir les produits qui devaient se condenser facilement par le refroidissement. A partir de ce tube, le gaz passait dans un tube à chlorure de calcium pour absorber l'humidité et l'ammoniaque, de là dans un tube à boules contenant une dissolution d'oxyde de plomb dans l'hy-

drate de potasse, pour absorber l'acide carbonique et l'hydrogène sulfuré, puis de nouveau sur du chlorure de calcium, avant de traverser un vase renfermant du chloride d'antimoine destiné à absorber le gaz élayle, ensuite dans un tube à boules avec une dissolution alcoolique d'hydrate de potasse, pour retenir les parties qui auraient pu être entraînées du tube précédent, telles qu'acide chlorhydrique ou chlorure élaylique, et en dernier lieu sur de la ponce pénétrée d'acide sulfurique, avant de se rendre dans la cuve à mercure où le gaz devait être analysé.

Dans un de ces essais, l'on a chauffé la houille successivement, à partir de l'extrémité fermée du tube en se dirigeant vers l'autre extrémité, pour que les produits de distillation ne passassent jamais sur des charbons incandescents. Dans un autre essai, on a chauffé dans l'ordre inverse, de sorte que ce n'étaient que les produits du commencement de l'opération qui sortaient intacts du tube, tandis que les produits subséquents avaient à passer sur un lit de coke incandescent de plus en plus grand. On a réussi ainsi à produire en petit ce qui se passe dans le haut fourneau.

100 parties de houille ont fourni dans cette opération :

Coke	68,925
Goudron	12,230
Eau	7,569
Hydrogène carboné CH^4	7,021
Oxyde de carbone	1,135
Acide carbonique	1,073
Elayle CH^2 (gaz oléfiant)	0,753
Hydrogène sulfuré	0,549
Hydrogène	0,499
Ammoniaque	0,211
Azote	0,035

En ajoutant les produits de la distillation dans le haut fourneau, avec les produits de la combustion aux dépens de l'air dans la partie inférieure, on peut calculer *a priori* la composition du gaz qui s'échappe du haut fourneau. Le résultat de ce calcul s'accordait avec celui de l'expérience autant que deux analyses du même gaz peuvent s'accorder entre elles.

Le tableau que nous donnons plus bas réunit les résultats définitifs de l'analyse du gaz, pris à différentes profondeurs dans le haut fourneau :

PROFONDEUR au-dessous du sommet, en pieds.	5	8	11	14	17	20	23	24	34
Azote........	55,35	54,77	52,57	50,95	55,49	60,46	58,28	56,75	58,05
Acide carbonique.......	7,77	9,42	9,41	9,10	12,43	10,83	8,19	10,08	—
Oxyde de carbone........	25,97	20,24	23,16	19,32	18,77	19,43	29,97	25,19	37,43
Hydrog. carboné, CH^4.....	3,75	8,23	4,57	6,64	4,31	4,40	1,64	2,33	—
Hydrogène...	6,73	6,49	9,33	12,42	7,62	4,83	4,92	5,65	3,18
Elayle CH^2...	0,43	0,85	0,95	1,57	1,38	—	—	—	—
Cyanogène...	—	—	—	—	—	—	trace	trace	1,34

Nous voyons apparaître le cyanogène, à partir de 23 pieds de profondeur ; d'où peut-il provenir ? MM. Bunsen et Playfair ont pu aussi résoudre cette question au moyen des expériences qu'ils ont été à même de faire.

Ils ont percé un trou à 2 pieds 9 pouces au-dessus du creuset, et y ont introduit un tube de fer forgé, sans toutefois l'enfoncer jusqu'au centre du fourneau, car il aurait été fondu, mais en ne le poussant qu'à une certaine profondeur dans le mur. Au travers de ce tube se dégageait un gaz opaque, qui brûlait avec une flamme jaune et lumineuse, semblable à celle qui résulte de la combustion du gaz qui se dégage pendant la préparation du potassium. Au bout de peu de temps, le tube a été obstrué par un corps qui s'y condensait, et qui, à la suite de l'examen qu'on en a fait après l'avoir sorti du tube, s'est trouvé être du cyanure de potassium soluble dans l'eau. L'extrémité du tube qui avait pénétré le plus avant était tapissée d'une masse grisâtre, qui était un mélange de cyanure de potassium et de potassium, se dissolvant dans l'eau, avec dégagement d'hydrogène.

Les minerais de fer renferment 75 pour 100 de potasse, et la houille en renferme aussi une trace, 0,07 pour 100 ; mais quelque insignifiante que puisse paraître cette quantité, elle n'en monte pas moins à plus de 270 livres dans les vingt-quatre heures. Cette potasse est réduite et se combine avec le cyanogène, engendré par l'action de l'azote de l'air sur le charbon. Le cyanure de potassium est volatilisé par la haute température, et est décomposé par le courant

d'air, en potasse qui se carbonate, tandis que le cyanogène, mis en liberté, suit le courant de gaz et est décomposé à son tour dans la partie supérieure. Ceci explique pourquoi l'on a trouvé souvent du cyanure de potassium dans les fissures des parois des hauts fourneaux.

Les produits gazeux combustibles qui sont engendrés dans les hauts fourneaux, entraînent ainsi une partie très-considérable de combustible, qui ne produit point de chaleur et qui, dans d'autres circonstances, pourrait en fournir si ces produits étaient entièrement convertis en acide carbonique et eau. Cette perte, d'après le calcul, est tellement considérable, que ce n'est que 18,5 pour 100 du combustible qui est utilisé par le haut fourneau, tandis que tout le reste s'échappe du fourneau avec le gaz. Ce gaz est lui-même un combustible qui est d'autant plus riche qu'on le prend plus près du sommet. Les auteurs ont fait le calcul que la combustion de ce gaz avec de l'air atmosphérique, pourrait produire une flamme dont ils évaluent la température à 1695,2 degrés thermométriques; température plus que suffisante pour fondre le fer, et qui devrait être utilisée dans ce but d'une manière convenable.

Ils ont montré, en outre, comment on pourrait s'y prendre pour recueillir, dans de l'acide chlorhydrique, l'ammoniaque qui est engendrée par la première action de la chaleur sur la houille, pour l'utiliser sous la forme de sel ammoniac.

97. — Quelques réactions de l'acide hypermanganique; par M. SCHOENBEIN (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLI, p. 228).

Quand on verse une solution d'acide hypermanganique dans une solution d'iodure de potassium, il se précipite de l'iode et du bioxyde de manganèse; la dissolution renferme de l'acide iodique; sous l'influence de l'acide hypermanganique, le cyanoferrure jaune de potassium se transforme en cyanoferride rouge. Le sulfure de plomb se transforme en sulfate. Le bioxyde d'azote et l'acide nitreux passent à l'état d'acide nitrique. Le platine très-divisé décompose à la longue l'acide hypermanganique.

98. — Sur le cobalt et le nickel du peroxyde de manganèse; par M. GREGORY (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXIII, p. 277).

Nous avons rendu compte (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 84) d'un travail de M. Voelcker, dans lequel l'auteur attribue au cobalt la coloration du sulfate de protoxyde de manganèse.

Aujourd'hui, M. Gregory rappelle que dès 1840 il a démontré ce fait; il ajoute que le cobalt est presque toujours accompagné de nickel.

99. — Action de l'étain métallique sur le protochlorure d'étain et sur la fabrication de ce sel; par M. Noellner (*Annalen der Chemie und Pharmacie,* t. LXIII, p. 120).

M. Noellner décrit en détail un fait intéressant, mais du reste bien connu. Comme il pense que l'on peut en tirer parti pour la fabrication en grand du sel d'étain, nous le rappellerons en peu de mots. On plonge une baguette d'étain dans une dissolution de chlorure stanneux recouverte d'une couche d'eau. Il se forme, au point de contact des deux liquides et suivant les circonstances, de longues aiguilles ou des lames tétragonales d'étain métallique. Après l'expérience, le liquide renferme la même quantité d'étain qu'avant.

Le cuivre se comporte comme l'étain, néanmoins, il ne cristallise qu'au bout de huit à quinze jours en octaèdres réguliers.

L'acide hydrochlorique, produit pendant la fabrication de la soude artificielle, étant dirigé dans des vases en grès remplis d'étain en grenaille et contenant un peu de protochlorure d'étain, il se forme à peu de frais des dissolutions très-concentrées de chlorure stanneux, en même temps que les vapeurs de l'acide hydrochlorique, si nuisibles à la végétation, se trouvent complétement condensées.

100. — Recherches sur la nature et la composition des sulfates mixtes du commerce; par M. Lefort (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXVI, p. 185).

Les différents *vitriols* usités dans le commerce, sont divisés en deux sortes distinctes : en vitriol Salzbourg et en vitriol mixte Chypre. Le premier est formé de sulfate de cuivre et de fer; le second, de sulfate de cuivre, de zinc et de fer.

M. Lefort les a soumis à un examen attentif et il a reconnu que l'un et l'autre se rattachent à deux sulfates doubles de la série magnésienne et qu'ils peuvent être représentés par la formule :

$$SO^3, MO + 3(SO^3, MO) + 28HO.$$

Vitriol de Salzbourg. Sa composition varie avec son origine, et sa valeur commerciale est d'autant plus grande qu'il contient plus

de sulfate de cuivre; on le divise en vitriol 1 aigle, 2 ou 3 aigles. Ce dernier renferme le plus de sulfate de cuivre.

L'échantillon que M. Lefort a analysé possède une composition qui s'accorde avec la formule :

$$SO^3, CuO + 3(SO^3, FeO) + 28HO.$$

M. Lefort est parvenu à le préparer directement en faisant cristalliser ensemble 1 équivalent de sulfate de cuivre et 3 équivalents de sulfate de fer.

Le vitriol mixte Chypre dont la formule :

$$SO^3, CuO + 3(SO^3, ZnO) + 28HO.$$

s'accorde avec les résultats analytiques, peut très-bien être préparé artificiellement. M. Lefort donne deux procédés : 1° en faisant cristalliser 1 équivalent de sulfate de cuivre avec 3 équivalents de sulfate de zinc; 2° en mêlant des équivalents égaux de sulfate de cuivre et de sulfate de zinc. Dans ce cas, ce ne sont que les dernières cristallisations qui fournissent le sulfate double en question.

M. J. Nicklès a examiné la forme cristalline de ces sels. Ses déterminations cristallographiques corroborent l'idée émise par M. Lefort et par d'autres que tous les sulfates de la série magnésienne sont susceptibles de cristalliser avec 7 équivalents d'eau.

En effet, les deux sulfates doubles dont il vient d'être question sont isomorphes avec $SO^3, FeO + 7HO$; leurs formes ne diffèrent de celle de ce sulfate que par leur aspect; elles ne présentent presque pas de modifications, tandis que le sulfate de fer en offre beaucoup. Au reste, les résultats de ce travail sont parfaitement d'accord avec ce qui a été publié depuis longtemps sur ces sulfates doubles, par M. Beudant d'un côté, et ensuite par M. Mitscherlich.

101. — Sur un précipité noir qui se forme au pôle électropositif pendant la décomposition du sulfate de cuivre par la pile; par M. le duc MAXIMILIEN DE LEUCHTENBERG (*Journal für prakt. Chemie*, t. XXXIX, p. 290).

Quand on décompose le nitrate de cuivre par l'électricité voltaïque, et qu'on se sert de cuivre du commerce pour former les deux pôles, il se produit, peu à peu, au pôle positif une poudre noire

qu'on a toujours prise pour de l'oxyde de cuivre. L'auteur s'est assuré que cette substance ne renferme que fort peu de cuivre et qu'elle est formée, en majeure partie, de soufre, de sélénium, d'arsenic, d'étain, d'or et d'argent.

102. — Sur quelques sels basiques de cuivre; par M. KUHN (*Archiv der Pharmacie*, t. C, p. 283).

Quand on fait bouillir la dissolution aqueuse du nitrate de cuivre ordinaire, on obtient un nitrate basique que M. Kuhn représente par :

$$AzO^5, CuO + 3(CuO, HO).$$

Ce sel prend encore naissance quand on précipite, incomplétement et à froid, le nitrate de cuivre par l'ammoniaque. Le sel obtenu par l'ébullition est cristallin et vert, le second est amorphe, pulvérulent et bleu.

Sulfate de cuivre basique. $SO^3, CuO + 3CuO + 2HO$. En ajoutant à une dissolution de sulfate de cuivre une quantité de potasse suffisante pour précipiter tout le cuivre, et de manière que la dissolution ne soit pas alcaline, il se dépose une poudre vert pomme qui constitue la combinaison basique en question. Par les proportions d'acide sulfurique et d'oxyde de cuivre qu'il contient, ce sulfate se rapproche du sulfate tétrabasique analysé par M. Denham Smith (*Annuaire de Chimie*, 1845, p. 147), mais il en diffère par l'eau.

M. Kuhn qui paraît ignorer l'existence du travail de M. Denham Smith sur les sulfates basiques de cuivre, arrive de son côté à nier l'existence du sulfate octobasique à 12 équivalents d'eau, signalée par M. Kane.

On trouve encore dans le mémoire de M. Kuhn quelques détails sur cinq sels doubles basiques qu'il faut considérer comme des mélanges de sulfate double de cuivre et de potasse, avec des quantités variables de sulfate et d'oxyde de cuivre; ils sont formulés de la manière suivante :

$$2SO^3 + KO + 1\tfrac{1}{2}CuO$$
$$2SO^3 + KO + 2\ CuO$$
$$4SO^3 + KO + 4\ CuO$$
$$4SO^3 + KO + 5\ CuO$$
$$4SO^3 + KO + 12CuO$$

Ils cristallisent tous et se produisent quand on fait bouillir une dissolution de sulfate de cuivre et de sulfate de potasse.

Les cristaux qui se déposent d'abord sont bleus, plus tard ils deviennent verts. Chaque dépôt offre une autre composition. Si l'on abandonne à elle-même la dissolution qui a donné naissance à ces composés, il cristallise du bisulfate de potasse légèrement coloré par le sulfate de cuivre.

Le sulfate de soude et celui d'ammoniaque ne produisent rien de semblable.

103. — Nouveau procédé de traitement métallurgique des minerais de cuivre ; par MM. Rivot et Phillips (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIV, p. 617).

Ce procédé consiste dans une véritable précipitation du cuivre par le fer. Il s'applique principalement aux minerais sulfurés ; on réduit ces sulfures en grande partie en oxydes, par le grillage, puis on les fond avec des matières siliceuses et c'est dans le bain des silicates formés et en fusion que l'on précipite le cuivre en y plongeant des barres de fer.

104. — Sur un moyen de constater la quantité d'acide carbonique que renferme la litharge ; par M. Herzog (*Archiv der Pharmacie*, t. XCIX, p. 24).

Ce moyen n'est autre chose qu'une simplification du procédé de MM. Will et Fresenius pour doser l'acide carbonique.

Dans une fiole, munie d'un tube à chlorure de calcium et pesée à l'avance, on place 15 gr. de la litharge à analyser, puis on y verse 30 gr. d'acide nitrique, étendu de son poids d'eau ; dès que tout l'acide est introduit dans l'appareil, on remet le tube à chlorure de calcium. L'eau qui, sans cette précaution, s'échapperait avec l'acide carbonique, se condense dans ce tube ; et, quand la saturation est terminée, on pèse de nouveau : la différence exprime le poids de l'acide carbonique dégagé.

M. Herzog fait observer, à cette occasion, que la litharge renferme quelquefois jusqu'à 14 pour 100 de carbonate de plomb.

105. — Réduction du sulfate de plomb à l'état de plomb métallique ; par MM. Tromsdorff et Hermann (*Revue scientifique*, t. XXIX, p. 236).

Le sulfate de plomb qui se produit en très-grande quantité dans

les fabriques d'indiennes, a été rejeté pendant bien longtemps faute d'emploi.

On l'utilise maintenant en le réduisant à l'état de plomb métallique.

Un procédé économique et expéditif est proposé par MM. Tromsdorff et Hermann. Voici en quoi il consiste :

On mélange 100 parties de sulfate de plomb avec 10 parties de sel marin et de l'eau, de manière à former une pâte assez liquide dans laquelle on place des feuilles de zinc métallique. Bientôt la masse blanche se convertit en une matière grise qui est du plomb métallique, imprégné de sel marin et de sulfate de zinc.

En lavant cette matière et la faisant fondre, on obtient du plomb en saumons assez purs.

106. — Sur la préparation de l'iodure de plomb; par M. Depaire. — **Même sujet**; par M. F. Boudet (*Journal de Pharmacie et de Chimie*, 3e série, t. XI, p. 274).

M. Depaire a constaté qu'il restait une proportion notable d'iode dans la liqueur qui surnage l'iodure de plomb, obtenu par la réaction de l'acétate de plomb sur l'iodure de potassium. M. F. Boudet, qui a confirmé ce fait, l'attribue à la formation d'iodure potassico-plombique soluble dans l'eau.

107. — Sur les oxyodures de plomb; par M. Kuhn (*Archiv der Pharmacie*, t. C, p. 281).

En versant de l'iodure de potassium dans une dissolution d'acétate de plomb en excès, il se forme un précipité jaune qui pâlit peu à peu et finit par devenir blanc. M. Kuhn l'a trouvé composé de parties égales d'iodure et d'oxyde.

Si on verse l'iodure alcalin dans de l'acétate tribasique, il se forme un précipité auquel l'auteur assigne la formule :

$$PbI + (PbO, HO)$$

Ce corps s'obtient le plus facilement, quand on fait bouillir de l'oxyde de plomb lavé, avec une dissolution saturée d'iodure de plomb.

Si, dans une dissolution saturée d'iodure de plomb, on verse de l'ammoniaque en excès, il se précipite une poudre blanche que

M. Kuhn représente par $PbI + 3PbO + 2HO$. A part l'eau, elle est analogue au composé $PbCl + 3PbO + HO$, analysé par M. Berzélius.

Sulfate de plomb basique, $SO^3 + 2PbO$. Ce sel se forme quand on fait digérer dans un excès d'ammoniaque du sulfate de plomb, soit calciné, soit hydraté et récemment précipité. Ce sulfate constitue une poudre blanche.

108. — Azoture d'oxyde de plomb; par M. Bley (*Journal für prakt. Chemie*, t. XXXIX, p. 23).

En calcinant le nitrate de plomb dans un creuset de porcelaine fermé, on obtient une masse jaune rougeâtre, bordée d'oxyde jaune de plomb. Exposée à une température plus élevée, cette masse se réduit à son tour en oxyde de plomb. Traitée par l'acide nitrique ou acétique, elle se dissout en dégageant un gaz que l'auteur a reconnu pour de l'azote pur.

Trois analyses lui ont donné en centièmes :

Oxyde de plomb..	94,66 ...	94,01 ...	96,36
Azote..........	5,34 ...	5,99 ...	3,64

M. Bley en conclut que ce corps jaunâtre est un mélange de plusieurs combinaisons d'oxyde de plomb avec l'azote; mais, pour admettre de pareils composés, des expériences précises nous paraissent plus que nécessaires.

109. — Sur la préparation de l'antimoine pur; par M. Bensch (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXIII, p. 273).

M. Liebig a publié dans le temps un procédé pour préparer de l'antimoine exempt d'arsenic. Ce procédé consiste à fondre, plusieurs fois, l'antimoine impur avec un mélange de carbonate de soude et de sulfure d'antimoine.

L'exactitude de ce procédé ayant été contestée par M. Berzélius et d'autres chimistes, M. Bensch s'est attaché à déterminer les causes de ces divergences. Il a trouvé que cette méthode réussit quand le sulfure d'antimoine employé contient du sulfure de fer. M. Bensch conseille donc, comme M. Berthier, de fondre dans un creuset de

Hesse 100 parties de sulfure d'antimoine du commerce, 42 parties de limaille de fer non oxydée, 10 parties de sulfate de soude déshydraté et 2 parties de charbon. Si le culot obtenu ne renfermait pas beaucoup de fer, on ajouterait 2 pour 100 de sulfure de fer, en procédant d'ailleurs comme le prescrit M. Liebig.

La facile séparation de l'arsenic, sous l'influence du fer, est attribuée par M. Bensch à la tendance de l'arsenic à former la combinaison $AsS^2 + FeAs^2$.

110. — Préparation de l'oxyde d'antimoine; par M. Wittstein (*Repertorium fur die Pharmacie*, t. XLIV, p. 45). — **Sur le même sujet**; par M. Hornung (*Archiv der Pharmacie*, t. C, p. 47).

M. Wittstein décompose 2 parties de sulfure d'antimoine par 8 parties d'acide chlorhydrique d'une densité de 1,130, puis il ajoute 1 partie d'acide nitrique d'une densité de 1,20 ; quand il ne se dégage plus de vapeurs nitreuses, on étend le liquide de 4 parties d'eau, on filtre et l'on précipite par beaucoup d'eau. Le précipité d'oxychlorure est lavé, puis traité par le carbonate de soude, tant que les eaux de lavage possèdent une réaction acide. Après avoir été lavé de nouveau, puis séché, l'oxyde d'antimoine se trouve exempt de plomb et d'arsenic.

Cet oxyde se prête parfaitement à la préparation de l'antimoine pur. Il suffit pour cela de le mêler avec un tiers de son poids de charbon, de recouvrir le tout d'une couche de sel marin, et de calciner ensuite. 570 gr. de sulfure d'antimoine du commerce ont fourni au plus 352 gr. d'antimoine pur.

Le procédé de M. Hornung consiste à faire digérer, à une douce chaleur, 15 parties de sulfure d'antimoine en poudre fine avec 36 parties d'acide sulfurique concentré. Le mélange s'épaissit d'abord, mais il se liquéfie si l'on agite de temps en temps; il se sépare du soufre et il se dégage de l'acide sulfureux. La masse durcit peu à peu; on la triture à chaud aussi longtemps qu'il se dégage de l'acide sulfureux. Dès qu'il ne se développe plus que des vapeurs d'acide sulfurique, on ajoute de l'eau et on décompose enfin le sulfate basique par le carbonate de soude.

15 parties de sulfure d'antimoine ont donné 13 parties d'un oxyde assez pur.

111. — Nouvelles observations sur les deux variétés d'acide arsénieux ; par M. Bussy (*Journal de Pharmacie et de Chimie*, t. XII, p. 321).

A la suite d'une exposition très-détaillée des expériences qu'il a faites, M. Bussy en résume ainsi les résultats :

1° L'acide vitreux (ou amorphe), loin d'être moins soluble que l'acide opaque (ou cristallisé), est, au contraire, beaucoup plus soluble dans l'eau que ce dernier : cette différence est dans la proportion de 3 à 1 environ, pour la température de 13° ; ainsi l'eau qui dissout jusqu'à 40 gram. par litre d'acide vitreux ne dissout que 12 à 13 gram. d'acide opaque.

2° L'acide vitreux se dissout beaucoup plus rapidement que l'acide opaque.

3° Ni l'un ni l'autre de ces deux acides n'a une solubilité constante qui lui soit rigoureusement propre.

4° L'acide opaque se transforme en acide vitreux par une ébullition prolongée avec l'eau, c'est-à-dire qu'il atteint alors le même degré de solubilité que l'acide vitreux, de telle façon que 110 gram. d'acide sont dissous par 1 litre de liqueur à 100°.

5° Sous l'influence de l'eau et d'une basse température, l'acide vitreux se transforme en acide opaque, c'est-à-dire qu'une dissolution d'acide vitreux finit, au bout d'un certain temps, par s'abaisser au point de saturation qui appartient à l'acide opaque.

6° Le mélange des deux variétés d'acide, dans une même dissolution, explique les anomalies observées dans la solubilité de l'acide arsénieux.

7° La division, qui facilite la dissolution de l'acide opaque sans augmenter sa solubilité, diminue considérablement celle de l'acide vitreux, à tel point que ce dernier acide, réduit en poudre fine et porphyrisé, n'est pas sensiblement plus soluble à froid que l'acide opaque, sans doute par l'effet d'une transformation qu'il éprouve, soit au moment de la pulvérisation, soit par son contact avec l'eau.

8° L'acide devenu opaque, par la transformation lente de l'acide vitreux, l'acide devenu opaque par l'action de l'ammoniaque, l'acide cristallisé dans l'eau, se comportent de même avec l'eau, et paraissent appartenir à la même variété.

9° Sous l'influence de l'acide hydrochlorique étendu d'eau, l'acide opaqne se dissout plus lentement que l'acide vitreux ; cette circon-

stance, qui modifie aussi la nature des produits qui se forment pendant la dissolution, explique pourquoi les phénomènes observés par M. H. Rose dans la cristallisation de l'acide vitreux, ne se présentent pas en général avec autant d'intensité dans la dissolution de l'acide opaque.

10° La différence qu'on avait remarquée dans l'action des deux acides arsénieux sur la teinture de tournesol n'est qu'apparente.

112. — Préparation de l'iodure d'arsenic; par M. Meurer (*Archiv der Pharmacie*, t. CII, p. 1).

On fait arriver un courant d'hydrogène arsénié dans 120 gr. d'alcool contenant 4 gram. d'iode jusqu'à ce que le liquide se décolore; on ajoute ensuite une nouvelle quantité d'iode et on continue le courant d'hydrogène arsénié jusqu'à décoloration. Arrivé à ce point, le liquide ne doit plus se troubler; si cependant il se produisait un trouble brun, on le ferait disparaître par une addition d'iode.

Abandonnée à l'évaporation spontanée, la dissolution dépose peu à peu des tables hexagonales, microscopiques. Une analyse de M. Kuhn a prouvé qu'elles sont de l'iodure d'arsenic.

113. — Sesquioxyde de molybdène; dosage du molybdène et de l'arsenic au moyen du cuivre; par M. Kobell (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLI, p. 156 et 158).

La propriété du cuivre de ne se dissoudre dans l'acide hydrochlorique qu'en présence de corps capables de céder de l'oxygène, a été appliquée par M. Fuchs au dosage du fer. Ce chimiste espérait en même temps pouvoir étendre cette méthode au dosage d'autres métaux.

M. Kobell vient en effet d'en tirer parti dans l'analyse des minerais de molybdène.

30 parties de molybdate de plomb pur furent traitées par l'acide hydrochlorique concentré; on fit bouillir la dissolution dans un ballon avec 69,6 de cuivre galvanique en feuilles. Au bout d'une demi-heure d'ébullition, la liqueur avait dissous 15,2 de cuivre. Cette quantité, pour se transformer en oxyde de cuivre, exige 1,92 d'oxygène. Si l'on suppose que l'acide molybdique soit MoO^3, le cuivre lui a enlevé 1 équivalent d'oxygène, puisqu'on considère l'oxyde de molybdène restant comme MoO^2.

Pour pouvoir doser l'acide molybdique employé, il faut donc prendre 3 fois la quantité d'oxygène trouvé, soit $1,92 \times 3 = 5,76$, qui est l'oxygène de l'acide molybdique. Cet acide renferme 33,39 pour 100 d'oxygène ; 5,76 d'oxygène correspondent par conséquent à 17,25 pour 100 d'acide.

Mais on connaît très-bien la composition du plomb molybdaté, et on sait que pour 100 parties il contient 39,19 d'acide et 60,81 d'oxyde de plomb. 30 parties contiendront, d'après cela, 11,75 d'acide, tandis que l'essai en accuse 17,25. Pour expliquer ces différences, il faut admettre que le molybdène se trouve dans la dissolution, sous une forme autre que celle MoO^2, admise jusqu'à ce jour. En doublant la quantité d'oxygène abandonné au cuivre, au lieu de la tripler, on obtient 11,5 d'acide molybdique sur 30 parties de molybdate. Ce nombre s'accorde avec les analyses ; il indique, en outre, que quand on fait bouillir la solution chlorhydrique de l'acide molybdique avec le cuivre, il ne peut rester en dissolution que le *sesquioxyde de molybdène.* C'est donc à tort qu'on a admis dans cette circonstance la formation de l'oxyde de molybdène MoO^2. Ces résultats ont été confirmés par un second essai.

En admettant que les recherches de M. Kobell démontrent l'existence du sesquioxyde de molybdène, les combinaisons du molybdène avec l'oxygène seraient au nombre de quatre :

MoO oxyde molybdeux,
M^2O^3 sesquioxyde de molybdène,
MoO^2 oxyde molybdique,
MoO^3 acide molybdique.

M. Reinsch a appliqué au dosage de l'arsenic la méthode que nous venons de décrire ; mais, selon M. Kobell, cette application n'est pas heureuse. Le cuivre possède la propriété de se combiner avec l'arsenic. De plus, en se précipitant, ce métal entraîne toujours de petites quantités de cuivre. Au lieu de peser le cuivre non dissous, M. Kobell préfère calculer la quantité d'arsenic par le dosage direct du cuivre en dissolution.

114. — Sur un nouveau composé oxydé du chrome ; par M. BARRESWIL (*Annales de Chimie et de Physique,* 3e série, t. XX, p. 364).

Ce composé prend naissance quand on met le bichromate de

potasse en contact avec l'eau oxygénée. Si on opère avec des dissolutions étendues, on obtient une liqueur bleue, très-peu stable.

Ce corps bleu n'a pu être isolé ; cependant M. Barreswil est parvenu à démontrer qu'il renferme 7 équivalents d'oxygène pour 2 de chrome. Ce serait donc un acide hyperchromique que l'analogie du chrome avec le manganèse a prévu depuis longtemps.

L'éther enlève cet acide à sa dissolution aqueuse ; si on évapore ce liquide éthéré, il reste de l'acide chromique.

Cet acide hyperchromique se décompose rapidement en présence des bases minérales, mais il se combine avec les bases végétales en présence de l'éther ; ces composés sont violets et peu stables.

M. Barreswil annonce encore qu'en remplaçant le chromate de potasse par le vanadate il a obtenu une coloration rouge, plus stable que la coloration bleue produite par le chrome.

115. — Sur quelques combinaisons de l'acide chromique; par M. Stephen Darby (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXV, p. 204).

En saturant l'acide chromique partiellement par l'ammoniaque, on obtient un corps cristallisé qui n'a pas encore été analysé. M. Darby en exprime la composition par la formule

$$2CrO^3 + AzH^3.$$

Cette substance dégage de l'ammoniaque quand on la chauffe avec de la potasse ; de plus elle est précipitée par le chloride de platine et se distingue par conséquent du sulfate d'ammoniaque anhydre.

Quand on mêle les dissolutions aqueuses d'équivalents égaux de ce chromate ammoniacal et de bichlorure de mercure, il se produit de grands cristaux rouges très-solubles, qui se représentent par la formule

$$2CrO^3 + AzH^3 + ClHg.$$

M. Millon a déjà décrit (*Annuaire de Chimie*, 1845, p. 151, et 1847, p. 121) deux combinaisons que M. Darby a également préparées et analysées. Les résultats de ses analyses s'accordent avec

ceux de M. Millon ; l'une de ces combinaisons se représente par

$$2(CrO^3)KO + ClHg,$$

et l'autre, par

$$CrO^3,3HgO.$$

M. Darby a observé la formation de la première, dans une dissolution renfermant équivalents égaux de bichromate de potasse et de bichlorure de mercure. Elle cristallise en longs prismes rouges.

La seconde a été obtenue sous forme de précipité orangé, en versant une solution de bichlorure de mercure dans une solution de chromate neutre de potasse.

Quand on évapore le liquide qui surnage ce précipité orangé, il se produit de petits cristaux rougeâtres très-solubles, dont la composition s'accorde avec la formule

$$CrO^3,KO + 2ClHg.$$

Cette combinaison se forme encore, quand on mêle 1 équivalent de chromate de potasse avec 1 équivalent de bichlorure, et qu'on ajoute suffisamment d'acide chlorhydrique pour redissoudre le précipité qui s'était formé.

Si l'on dissout dans l'eau un mélange d'équivalents égaux de chromate de potasse et de cyanure de mercure, il se produit une combinaison qui a été formulée diversement.

M. Poggiale la représente par

$$CrO^3\ KO + 2(C^2Az, Hg).$$

M. Rammelsberg par

$$2(CrO^3,KO) + 3(C^2Az, Hg).$$

La formule que M. Darby déduit de ses propres analyses, s'accorde avec celle de M. Rammelsberg.

Lorsqu'on verse du nitrate d'argent dans une dissolution de ce sel, il se forme un précipité soluble dans l'acide nitrique chaud ; par le refroidissement on obtient de belles aiguilles rouges, qui détonent quand on les chauffe.

L'analyse de ce sel a conduit à la formule :

$$2(CrO^3)AgO + 2(C^2Az, Hg).$$

Chromate neutre de protoxyde de mercure $CrO^3 + Hg^2O$. M. Gmelin et M. Godon, ont fait voir que le chromate de potasse et le nitrate de protoxyde de mercure forment ensemble un précipité rouge brique, dont la composition se traduit par $3CrO^3 + 4 HgO$. En faisant bouillir ce sel avec un peu d'acide nitrique étendu, il se dépose par le refroidissement une poudre cristalline, d'un rouge brillant, à laquelle M. Darby attribue la formule :

$$CrO^3, HgO.$$

On l'obtient encore quand on ajoute du *bioxyde* de mercure à la dissolution du composé $2(CrO^3,KO) + 3(C^2Az,Hg)$ et qu'on fait dissoudre dans l'acide nitrique bouillant le précipité qui en résulte. Le sel se dépose par le refroidissement.

116. — Sur l'équivalent et le sesquichlorure de chrome; par M. Jacquelain (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIV, p. 679).

On trouve dans l'*Annuaire de chimie* 1846, p. 173, une série de recherches sur les différents composés du chrome. M. Jacquelain a repris l'étude de l'un d'eux, le sesquichlorure ; ses résultats analytiques s'accordent avec ceux de MM. Berzélius et Péligot.

Il a remarqué ensuite, que le chlorure violet, purifié par des méthodes différentes de celle de M. Péligot, conserve les caractères extérieurs du chlorure violet non lavé, mais qu'il possède une composition bien différente du précédent.

La différence est tellement grande, qu'elle a conduit M. Jacquelain à admettre, pour l'équivalent du chrome, le nombre 313 ; M. Berzélius adopte 351,8, M. Péligot 328.

L'acide sulfurique décompose lentement à froid, plus promptement à chaud, le sesquichlorure pur avec dégagement d'acide chlorhydrique et coloration de l'acide et de la liqueur en vert.

Dans un vase clos, l'acide sulfureux aqueux dissout en totalité le sesquichlorure purifié, avec production d'acide sulfurique et coloration en vert.

A 90°, 10,000 part. d'eau,	pendant une heure en vase	ouvert,	dissolvent	5	de chlorure.
90°, 10,000	id.	clos	id.	6	id.
100°, 10,000	id.	ouvert	id.	10	id.
130°, 10,000	id.	clos	id.	146	id.

117. — Sur quelques chromates doubles; par M. SCHWEITZER (*Journal für prakt. Chemie*, t. XXXIX, p. 257).

L'auteur a vainement essayé d'étendre ses recherches à un grand nombre de chromates doubles à base de potasse; il n'a réussi à préparer que les deux sels doubles dont la composition suit :

Chromate de magnésie et de potasse $CrO^3,MgO + CrO^3,KO + 2\,HO$. On fait chauffer légèrement une dissolution concentrée de bichromate de potasse avec du carbonate de magnésie. Il se dégage un peu d'acide carbonique, et on obtient finalement une dissolution jaune clair, qu'on évapore au bain-marie après l'avoir séparée du dépôt.

Arrivé à un certain degré de concentration, le liquide laisse déposer des croûtes cristallines; on les dissout dans l'eau tiède, et par l'évaporation spontanée, on obtient des cristaux mamelonnés d'autant mieux définis que l'évaporation a été plus lente. Leur forme appartient au système du prisme rhomboïdal oblique. 100 parties d'eau à 20°, en dissolvent 28,2 parties ; et à 60°, 34,3 parties.

Chauffé dans un tube, ce sel double se colore en orange d'abord, puis il fond, et tout d'un coup il dégage avec effervescence des torrents d'oxygène. Le résidu consiste en une membrane qui abandonne à l'eau toute la potasse à l'état de chromate neutre. La partie non attaquée, traitée par l'acide sulfurique, lui cède beaucoup de magnésie. Finalement, il reste une poudre brune qui est formée de *chromite de magnésie* correspondant à Cr^2O^3, ZnO, que M. Woehler a obtenu dans des circonstances analogues.

La combinaison Cr^2O^3,MgO est insoluble dans les acides à froid. L'acide sulfurique bouillant la dissout lentement avec une couleur verte.

Chromate de chaux et de potasse $CrO^3,CaO + CrO^3,KO + 2\,aq$. Le bichromate de potasse ne dissout le carbonate de chaux que fort lentement sous l'influence de la chaleur ; la chaux hydratée se dissout au contraire rapidement et en grande quantité. Quand la solution de bichromate est saturée de chaux, on la traite par un

courant d'acide carbonique pour enlever l'excès de cette base, on filtre, et l'on évapore entre 30 et 40°. Il se dépose à la longue des cristaux prismatiques, qui sont le sel double en question. Ces prismes sont toujours accompagnés de croûtes cristallines formées de $CrO^3,KO + 4CrO^3,CaO + 2$ aq. Chauffé, ce sel double se comporte autrement que le sel magnésique correspondant; il fond et perd son eau, mais là se borne toute altération.

M. Schweitzer décrit encore un sel basique en grains cristallins $8CrO^3, 7CaO, 2KO + 4$ aq., qu'il a obtenu en abandonnant à elle-même une dissolution de $CrO^3,KO + 4 CrO^3,CaO + 2$ aq.

Dans le courant de ce travail, l'auteur a observé du chromate neutre de potasse dont les cristaux, très-nets, différaient un peu de la forme ordinaire de ce sel. Il possédait en outre une couleur brune qui disparaissait à chaud, pour faire place à la couleur jaune qu'on lui connaît.

Quand on ajoute une solution d'acide arsénieux à une solution de chromate de potasse neutre, la liqueur se colore en beau vert et se prend en gelée au bout de quelques minutes. Exprimée et lavée à chaud, puis desséchée au bain-marie, elle diminue considérablement de volume, et possède une composition constante qui se représente par

$$3(AsO^5,KO) + 3(Cr^2O^3)\,KO + 10\ \text{aq.}$$

Si l'on verse de l'acide arsénieux dans le bichromate de potasse, il se forme un précipité vert sale que l'auteur n'a pas examiné. Si au contraire on verse la solution de bichromate dans celle de l'acide arsénieux, la liqueur se colore en vert sans produire de précipité. Mais, dès qu'on ajoute de l'acide acétique, il se forme un abondant précipité vert.

Le bichromate de potasse en dissolution, absorbe le bioxyde d'azote en abondance. Le liquide se colore et dépose un précipité brun, qui n'est autre chose que le composé $CrO^3 + Cr^2O^3$ déjà signalé par M. Maus, et que les dernières recherches de M. Kruger, font considérer comme de l'oxyde de chrome. Chauffé, ce composé entre en ignition, dégage de l'oxygène et se transforme en Cr^2O^3.

La dissolution renferme beaucoup de nitre et de chromate neutre.

118. — Études de la réaction de l'acide sulfurique sur le bichromate de potasse, alun ordinaire, alun de chrome, sulfate d'alumine, de chrome et de sesquioxyde de fer; par M. Jacquelain (*Revue scientifique*, t. XXX, p. 131 et 191, et *Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIV, p. 439 et 441).

M. Balmain avait conseillé un procédé fort commode pour préparer l'oxygène; il se base sur la décomposition du bichromate de potasse par l'acide sulfurique.

M. Jacquelain modifie les proportions indiquées par M. Balmain: il prescrit de chauffer dans un ballon de 320 centimètres cubes, un mélange de 60 grammes de bichromate de potasse et 240 grammes d'acide sulfurique étendu de 20 grammes d'eau ; le produit consiste en $4^{l},640$ d'oxygène pur.

Cet oxygène doit être lavé avec une solution de potasse, car il peut renfermer de l'oxyde de chlore quand le bichromate n'était pas exempt de chlorure.

En observant les différentes phases de la réaction, M. Jacquelain a vu se former successivement un sulfate double de chrome et de potasse anhydre de la formule $3SO^3,Cr^2O^3+SO^3,KO$, puis de l'alun de chrome, puis du bisulfate de potasse anhydre et du bisulfate hydraté de la même base.

A ce travail, l'auteur rattache des observations sur l'alun de chrome et quelques autres sulfates.

Chauffé à 100 degrés dans un tube scellé, de 3 millimètres de diamètre, cet alun se décompose en sulfate de potasse et en sulfate de chrome potassé qui demeurent fluides à — 20 degrés, mais ils se solidifient à cette température dans un tube plus large.

Étendu d'eau, ce produit vert, régénère de l'alun de chrome quand on évapore et qu'on fait cristalliser à + 2 degrés.

Étudiant ensuite l'action simultanée de l'eau et de la chaleur, M. Jacquelain acquiert la certitude que certaines combinaisons chimiques se modifient constamment en présence de l'eau.

Ainsi : suivant que l'alun de chrome aura été dissous à + 4 degrés, à + 20 degrés ou à + 100 degrés, suivant que la solution aqueuse aura été analysée immédiatement, ou dans un temps très-éloigné du moment de la dissolution, l'on pourra faire une analyse exacte, ou commettre une erreur de 32 pour 100 sur la totalité du sulfate de baryte.

M. Jacquelain n'admet pas l'isomérie de l'alun de chrome violet

avec l'alun de chrome devenu vert ; ni celle de l'oxyde de chrome déshydraté à 200 degrés avec l'oxyde calciné.

Il annonce que ses résultats analytiques le portent à changer les formules des différents aluns ; il représente

L'alun ordinaire par $4(SO^3,Al^2O^3,KO) + 22HO$
L'alun de chrome $4(SO^3,Al^2O^3,KO) + 22HO$;

de même il formule

Le sulfate d'alumine naturel par $3SO^3$, Al^2O^3, $12HO$,

et il donne la formule de 3 nouveaux sulfates de fer qu'il représente par

$$3SO^3, Fe^2O^3 + 10HO$$
$$4SO^3, Fe^2O^3 + 12HO$$
$$32SO^3, + {}^5Fe^2O^3 + 36HO.$$

119. — Procédé de fabrication économique du bichromate de potasse, des chromates de plomb et du bichromate de chaux ; par M. Jacquelain (*Annales de Chimie et de Physique*, t. XXI, p. 478).

Ce procédé a été essayé à différentes reprises, en voici l'exposé :

Mélanger la craie et le minerai de chrome réduits en poudre fine, et calciner pendant 9 à 10 heures, au rouge vif, sur la sole d'un four à reverbère, avec la précaution de renouveler souvent la surface du mélange.

Quand la matière a acquis une couleur vert jaunâtre, et qu'elle se dissout complétement dans l'acide chlorhydrique, on la broie et on la délaye avec de l'eau chaude ; on ajoute ensuite de l'acide sulfurique, avec la précaution d'agiter constamment. Au moment où la liqueur est arrivée à rougir faiblement le tournesol on s'arrête ; le chromate de chaux a été dès lors transformé en bichromate, et il s'est formé un peu de sesquioxyde de fer que l'on élimine au moyen de craie délayée.

La liqueur décantée est alors utilisée à la production du bichromate de potasse, des chromates de plomb, de ceux de zinc.

120. — Sur le titane et ses combinaisons ; par M. Demoly (*L'Institut*, n° 706, p. 226).

M. Demoly insiste surtout sur l'analogie qui existe entre les com-

binaisons titaniques et celles de l'étain. Il a déterminé l'équivalent du titane qu'il a trouvé de 350.

L'acide titanique se trouve sous deux modifications, l'acide titanique TiO^2 et l'acide métatitanique Ti^3O^6, dont l'équivalent est de 1650.

Le chlorure de titane hydraté a pour formule $Cl^2Ti+2HO$; il joue le rôle d'acide, et forme du chlorure double de la formule générale $Cl^2Ti,MO+5HO$. Il se combine avec l'alcool absolu et l'éther sulfurique.

121. — Recherches sur l'ilménium; par M. HERMANN (*Journal für prakt. Chemie*, t. XL, p. 457).

M. Hermann poursuit avec persévérance l'étude de l'ilménium; nous transcrivons de son nouveau travail les faits très-précis qui ne sont pas consignés dans notre dernier résumé. (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 103.)

L'acide ilménique ne se rencontre pas seulement dans l'yttéroilménite, il constitue encore l'élément principal du pyrochlore de miask.

Pour extraire cet acide de l'yttéroilménite, il faut faire fondre le minéral pulvérisé avec 6 fois son poids de bisulfate de potasse, couler la masse et la traiter par l'eau tant qu'elle cède quelque chose à celle-ci. Le résidu se compose d'acide ilménique impur. S'il devait renfermer de l'acide tantalique, il faudrait le faire digérer avec du sulfhydrate d'ammoniaque. Dans tous les cas, on exprime l'acide bien lavé et on le fait fondre avec du bisulfate d'ammoniaque en quantité suffisante pour que la masse puisse entrer en fusion claire. Reprise ensuite par l'eau, la masse se dissout, forme un liquide trouble qui laisse déposer, par la chaleur, des flocons d'acide ilménique contenant de l'acide sulfurique. Ce précipité, bien lavé et délayé dans l'eau, est additionné d'acide sulfurique et chauffé jusqu'à ce que ce dernier commence à se volatiliser. On obtient ainsi un résidu très-acide, qu'on reprend par l'eau et qu'on laisse bien égoutter sur un filtre. Après avoir lavé à grande eau et tant que le liquide qui s'écoule possède une saveur quelconque, on obtient de l'acide ilménique contenant encore de l'acide sulfurique; cependant il est déjà assez pur puisqu'il ne colore plus le sel de phosphore.

Si cependant cette dernière réaction devait encore indiquer la

présence des autres acides, il faudrait reprendre le tout par le bisulfate d'ammoniaque.

Enfin on sèche le sulfate ilménique pur et on en chasse l'acide sulfurique par une forte calcination. L'équivalent a été déterminé par deux procédés différents. Par la décomposition du chlorure d'ilménium au moyen du nitrate d'argent, et par la décomposition de l'ilménate de soude. On a ainsi obtenu trois nombres, dont la moyenne est de 786,59.

Ilménium. — Ce métal se prépare par la calcination du chloroilménate d'ammoniaque dans un courant d'ammoniaque. Il constitue ainsi une masse poreuse de l'aspect de la suie. Celui qui a été le plus exposé au feu est plus cohérent et plus brillant. Par le frottement, il acquiert un aspect métallique sans perdre sa couleur noire.

Ce métal ne décompose pas l'eau et n'est attaqué ni à chaud ni à froid par les acides sulfurique, nitrique, chlorhydrique et même fluorhydrique aqueux. L'eau régale ne se montre pas plus active, mais un mélange d'acides nitrique et fluorhydrique le dissout aisément à chaud.

Chauffé à l'air, l'ilménium s'enflamme et se transforme en acide ilménique.

Oxyde d'ilménium. — En plaçant une lame de zinc dans une dissolution étendue de chlorure d'ilménium dans l'acide chlorhydrique, le liquide se colore d'abord en brun, et dépose ensuite des flocons bruns d'oxyde, dès que tout l'acide chlorhydrique est saturé.

Calciné dans un courant d'hydrogène, l'acide ilménique se colore en bleu verdâtre. Dans les mêmes circonstances, les acides pélopique et niobique se colorent en noir. L'acide tantalique ne change pas de couleur.

Au chalumeau, avec le borax et le sel de phosphore, l'acide ilménique produit des verres incolores tant dans la flamme intérieure que dans la flamme extérieure. Les acides niobique et pélopique donnent au contraire des verres colorés. Si l'on emploie plus d'acide ilménique que le flux n'en peut dissoudre, la partie intacte prend une couleur grise analogue à l'ilménium qu'on chauffe dans l'hydrogène.

100 parties d'acide ilménique calcinées avec autant de carbonate de soude, dégagent de 27,10 à 29,05 pour 100 d'acide carbonique. On sait que l'acide pélopique en dégage une quantité bien différente.

Ilménate ilménique. — En calcinant l'acide ilménique dans un cou-

rant d'hydrogène, il devient gris bleuâtre, mais il ne change pas sensiblement de poids. M. Hermann considère ce corps comme composé de $3Il^2+Il^2O^3$. Le même corps se forme quand on expose de l'hydrate ou du sulfate ilménique à l'action du zinc en présence d'un peu d'acide hydrochlorique.

Acide ilménique IlO^2. — Il se prépare par la combustion du métal, par la calcination de l'hydrate et enfin par celle du sulfate dans un feu de forge.

Obtenu en suivant les deux premiers procédés, il se présente en masse blanche peu cohérente et d'une cassure terreuse; par le troisième procédé, on se procure un produit blanc, compacte et d'une cassure conchoïde.

Au rouge, cet acide acquiert une couleur jaune qui disparaît par le refroidissement. L'intensité de cette coloration dépend de l'état d'agrégation de l'acide et de sa pureté ; ainsi il devient d'un rouge vif quand il contient de l'acide sulfurique ou des alcalis.

Sa densité est également subordonnée à son état d'agrégation : c'est ainsi qu'elle est de 4,10, de 4,20 ou de 4,32, suivant que l'acide est peu cohérent, en morceaux compactes ou en masses solides à cassure conchoïde.

Son hydrate se présente en masses transparentes, gélatineuses, semblables à l'alumine récemment précipitée. Au reste, il n'est pas très-soluble, et M. Hermann n'a pu jusqu'à ce jour réussir à déterminer sa composition. Il est insoluble dans l'ammoniaque.

Sulfure d'ilménium Il^2S^3. — Le sulfhydrate d'ammoniaque est sans action sur l'acide ilménique hydraté; versé sur le chlorure ilménique, il en précipite de l'acide hydraté. Le soufre n'agit sur l'ilménium que quand on le fait arriver à l'état de vapeur sur le métal chauffé.

La méthode recommandée par l'auteur, consiste à décomposer l'acide ilménique par le sulfure de carbone; sous l'influence de la chaleur, le sulfure, ainsi obtenu, constitue de petites masses poreuses semblables au graphite.

Chauffé à l'air, il s'enflamme et se transforme en acide ilménique contenant de l'acide sulfurique.

Sulfate ilménique. — Nous en avons déjà parlé. Il est bon cependant de remarquer que c'est sur l'action de l'acide sulfurique que se base la purification de l'acide ilménique : tandis que les acides niobique, tantalique et pélopique y sont solubles, l'acide ilménique

abandonne une masse cornée qui gonfle par l'eau en se décomposant en acide sulfurique et en sulfate.

Fondu avec du sulfate de potasse ou de soude en grand excès, ce sulfate ilménique produit une masse incolore et transparente qui se décompose dans l'eau tout en retenant, avec opiniâtreté, une certaine quantité de sulfate alcalin.

Le *chlorure d'ilménium* Cl^2Il, se prépare par la calcination d'un mélange d'acide ilménique et de charbon dans un courant de chlore. Le chlorure se sublime en prismes d'un jaune de soufre.

Exposé à l'air, il s'humecte rapidement, blanchit et dégage des vapeurs d'acide chlorhydrique. Il se décompose dans l'eau, avec sifflement, en acide ilménique et en acide hydrochlorique qui retient un peu d'acide ilménique. L'acide hydrochlorique le dissout entièrement. La chaleur le décompose partiellement en un chlorure volatil, et un résidu chloré en quantité insignifiante.

Il absorbe le gaz ammoniac sec avec vivacité et se transforme en une masse jaune qui peut servir à la préparation de l'ilménium.

Fluorure double d'ilménium et de sodium. — Il cristallise quand on abandonne à l'air une dissolution de fluorure de sodium et de fluorure d'ilménium.

Ilménate de soude cristallisé $IlO^2,NaO+5HO$. — Pour l'obtenir, il faut faire fondre de l'acide ilménique avec de l'hydrate de soude en excès, traiter par l'eau chaude qui dissout l'excès de soude, recueillir le résidu, l'exprimer et le faire bouillir dans de l'eau, en quantité suffisante pour le dissoudre; on n'a plus alors qu'à filtrer la liqueur chaude et l'abandonner à la cristallisation.

Ce sel constitue des cristaux lamelleux et transparents. Il s'effleurit à l'air en absorbant de l'acide carbonique.

Dissous dans l'eau et exposé à l'air, il absorbe également l'acide carbonique et il dépose de l'ilménate acide. L'auteur consacre encore quelques mots aux différents ilménates qui sont tous insolubles et s'obtiennent, en conséquence, par double décomposition.

De son côté M. H. Rose (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXI, p. 157), cherche à démontrer que l'acide ilménique n'est autre chose qu'un mélange d'acide niobique et d'acide tungstique. Cette opinion se base sur les faits suivants dont on peut trouver une bonne partie dans l'*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 156.

Arguments de M. Hermann *à l'appui de l'existence de l'ilménium.*	*Arguments de M.* H. Rose *contre l'existence de l'ilménium.*
L'acide ilménique se distingue de l'acide tantalique par sa densité, qui est de beaucoup inférieure à la densité de l'acide tantalique.	Ce fait, d'ailleurs parfaitement vrai, tient à ce que l'acide niobique est, des trois acides contenus dans la tantalite, celui qui possède la plus faible densité. Cette densité reste encore la plus faible même quand l'acide niobique renferme un peu d'acide tungstique.
L'acide ilménique jaunit pendant la calcination. Il bleuit quand on met son hydrate en contact avec du zinc et de l'acide hydrochlorique.	M. H. Rose a fait voir depuis longtemps que ces propriétés appartiennent à l'acide niobique, et qu'elles deviennent plus saillantes par la présence d'un peu d'acide tungstique.
Calciné avec le carbonate de soude, l'acide ilménique en dégage une plus grande quantité d'acide carbonique que l'acide tantalique.	On sait que l'acide niobique est dans le même cas.
L'acide ilménique se distingue encore de l'acide niobique par l'insolubilité de son hydrate dans l'acide hydrochlorique.	Déplacé par l'acide hydrochlorique de sa combinaison avec la soude, l'acide niobique est presque insoluble dans l'eau.
Au chalumeau, l'acide ilménique ne colore pas le sel de phosphore.	Ce fait est inexact. L'acide niobique de l'yttéroilménite colore le sel de phosphore en bleu, tout comme les acides des autres minéraux. Il est vrai que, pour réussir, il faut ajouter une grande quantité d'acide, et maintenir la perle pendant un temps très-long dans le dard du chalumeau
Un des caractères essentiels de l'acide ilménique est son action sur la teinture de noix de galle ou le prussiate jaune. L'ilménate de soude dissous dans l'acide hydrochlorique est précipité en brun foncé par l'un et l'autre de ces réactifs.	On peut voir dans le mémoire de M. H. Rose que la teinture de noix de galle précipite l'acide niobique en orange, et l'acide tantalique en jaune clair. Si l'acide niobique de l'yttéroilménite est complétement dépouillé d'acide tungstique, il se comporte envers ce réactif comme

Ni l'acide tantalique, ni l'acide niobique ne donnent des colorations si foncées.

un acide niobique d'une origine quelconque. Au contraire, il précipite en brun s'il renferme de l'acide tungstique.

Il en est de même pour ce qui concerne les réactions avec le prussiate de potasse.

Malgré les observations qui précèdent, M. Hermann persiste dans son opinion et ajoute (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLII, p. 129) : « L'équivalent de l'ilménium est de 786,59 ; celui du niobium, est d'après M. Rose, supérieur à 1331,15 qui est l'équivalent du tantale. Si donc l'ilménium était un mélange de niobium et de tungstène, son équivalent devrait être de beaucoup au-dessus de 786,59.

« L'acide ilménique ne contient pas de tungstène, il donne des perles incolores avec le sel de phosphore ; son chloride n'est pas bleui par le zinc, et enfin l'ammoniaque et le sulfhydrate d'ammoniaque n'en retirent pas la moindre trace d'acide tungstique.

« L'hydrate d'acide niobique se dissout à chaud dans l'acide sulfurique concentré ; l'hydrate d'acide ilménique ne se dissout pas dans cette circonstance.

« Le sulfate d'acide niobique hydraté et contenant de la potasse, est très-soluble dans l'acide hydrochlorique concentré, chaud. Dans les mêmes circonstances, le sulfate ilménique est complétement insoluble.

122. — Densité du mercure; par M. V. Regnault (*Mémoire de l'Institut*, t. XXI).

M. Regnault a voulu s'assurer si le mercure provenant de diverses origines, purifié par les moyens que l'on emploie ordinairement dans les laboratoires, présentait une densité constante.

Ses déterminations ont été faites avec un appareil analogue à celui que l'auteur a décrit dans les *Annales de Physique et de Chimie*, 3e série, t. IX, p. 338, mais de plus grande dimension ; sa capacité était de 250 à 300 centimètres cubes.

Le premier échantillon était du mercure destiné à la construction d'un baromètre normal pour l'Observatoire de Paris. Ce mercure venait directement de la mine ; on l'a distillé deux fois de suite dans un vase de fer ; on l'a ensuite laissé séjourner pendant plusieurs jours dans de l'acide azotique affaibli, pour dissoudre l'oxyde de mercure

qui se forme toujours pendant la distillation. Le métal lavé à grande eau a été séché sous le récipient de la machine pneumatique.

La densité de ce mercure à 0°, par rapport à l'eau, prise à 4° a été trouvée de 13,59599.

Le second échantillon était le mercure ordinaire du Collége de France, que M. Regnault emploie pour ses appareils manométriques. Il a été distillé, il y a plusieurs années, dans une cornue de fer; on le conserve dans des vases de verre, et on le purifie fréquemment en l'agitant dans des flacons avec de l'acide sulfurique concentré, puis le lavant à grande eau.

La densité de ce mercure a été trouvée de 13,59578.

Enfin le troisième échantillon provenait d'un mercure préparé avec le plus grand soin par M. Millon, au moyen de la calcination du nitrate de mercure cristallisé dans une cornue de porcelaine. Le métal a été ensuite agité avec de l'acide sulfurique concentré pour dissoudre l'oxyde.

Sa densité a été trouvée de 13,59602.

Ces trois densités peuvent être regardées comme absolument identiques.

123. — Sur la préparation du bichlorure de mercure; par MM. ALEXANDER et CARL WALTER (*Repertorium für die Pharmacie*, t. XLIV, p. 35).

Ce procédé consiste à traiter le protochlorure de mercure directement par le chlore. Il suffit pour cela de faire arriver ce gaz dans une fiole contenant du protochlorure de mercure et de l'eau. L'opération est terminée quand tout est dissous.

124. — Préparation de l'iodure de mercure; par M. SELMI (*Annuario italiano di Chimica e di Fisica*, 1846, p. 55).

On triture 1 partie de mercure avec 2 parties de sulfate de baryte pulvérisé et humecté d'eau, on ajoute ensuite 1 partie d'iode trituré avec de l'alcool; la combinaison s'opère à chaud, et on obtient l'iodure sous forme d'un beau sublimé, en introduisant le mélange dans une fiole à col étroit, chauffée sur un bain de sable.

125. — Action du zinc métallique sur les dissolutions mercurielles; par M. H. ROSE (*Journal für prakt. Chemie*, t. XL, p. 308).

Le zinc précipite complétement le mercure de ses dissolutions ni-

trique et sulfurique acides. Le mercure se dépose en gouttelettes sans s'unir au zinc.

Avec le bichlorure de mercure, le zinc se comporte de la même manière; si cependant l'on ajoute de l'acide chlorhydrique à la liqueur, la lame de zinc devient très-brillante et il ne se dégage que fort peu de gaz. Cette fois le mercure n'est pas déplacé entièrement; de plus, il ne se précipite pas en globules gris, mais il s'amalgame au zinc. L'expérience réussit surtout quand on verse dans de l'acide chlorhydrique contenant une lame de zinc, une dissolution de bichlorure au moment où le dégagement de gaz est très-abondant. La réaction cesse aussitôt, le zinc devient très-brillant, mais la dissolution retient toujours du mercure même au bout de plusieurs jours.

Pour que le zinc amalgamé conserve cette propriété singulière, il est indispensable que la dissolution renferme de l'acide libre.

Le fer, de même que le zinc, précipite le mercure complétement de sa dissolution, même quand ce métal se trouve à l'état de bichlorure. Une addition de bichlorure de mercure n'empêche ni le dégagement du gaz ni la précipitation du mercure qui, ne s'amalgamant pas au fer, se sépare toujours en globules.

Le zinc est sans action sur le protochlorure de mercure, même récemment précipité et en présence de l'eau. Il se comporte de même envers le protosulfate de mercure, qui est insoluble dans l'eau. Néanmoins le zinc s'amalgame un peu au bout de quelques jours.

126. — Action des eaux acidules sur le cinabre; par M. WITTING (*Archiv der Pharmacie*, t. C, p. 149).

Quelques auteurs ayant émis l'opinion que le sulfure de mercure est un peu soluble dans les eaux chargées d'acide carbonique, M. Witting a voulu s'assurer de la valeur de cette assertion; il a trouvé qu'elle n'est pas fondée, et que ce sulfure restait intact, même au bout de plusieurs mois, et dans une dissolution fortement chargée d'acide carbonique.

127. — Sur l'acide osman-osmique; par MM. FRITZSCHE et STRUVE (*Rapport annuel sur les progrès de la Chimie*, année 1847, p. 92, 8e année).

MM. Fritzsche et Struve ont découvert un nouvel acide dont la composition peut se représenter par : $OsO^3,OsAz$.

Cet acide se forme lorsqu'on mélange un osmate, avec excès de base, avec de l'ammoniaque caustique; l'ammoniaque est détruite par l'acide osmique, qui en oxyde l'hydrogène, de manière qu'il ne reste que l'azote dont l'osmium s'empare. L'acide renferme 1 équiv. d'oxygène de plus qu'il n'est nécessaire pour que 2 équiv. d'acide produisent 1 équiv. de $OsO^3,OsAz$. Ce que devient cet équiv. d'oxygène, n'a pas été déterminé. D'après cela, il faut, ou bien qu'il existe un acide composé de 2 équiv. d'osmium et de 7 équiv. d'oxygène, ou bien qu'il se dégage un peu de gaz azote, dont on n'a cependant pas aperçu la moindre trace. Ce point reste encore à éclaircir. En attendant, l'analyse des sels semble prouver avec assez de certitude que l'acide ne renferme pas d'hydrogène, et que l'azoture est OsAz.

Ces sels se décomposent avec détonation sous l'influence de la chaleur et par le choc, à l'exception du sel mercureux qui se laisse sublimer en perdant une faible portion d'acide osmique. Ils sont cristallisables et se dissolvent plus ou moins facilement dans l'eau. On peut mettre l'acide en liberté en décomposant le sel barytique par de l'acide sulfurique, ou le sel argentique par de l'acide chlorhydrique, et l'on obtient ainsi une dissolution jaune; mais elle est peu stable, et ne supporte pas la concentration sans dégager de gaz et donner lieu à un précipité brun. L'acide décompose les carbonates avec effervescence. Le zinc s'y dissout avec un faible dégagement de gaz, mais l'acide ne tarde pas à se décomposer et à déposer un précipité brun.

Lorsqu'on calcine les sels avec un mélange d'hydrate potassique et de charbon de sucre, ils ne produisent pas d'ammoniaque, parce que l'azoture osmique se détruit très-probablement à une température inférieure à celle que le carbone exige pour décomposer l'eau de l'hydrate. L'azote a été déterminé, pour cette raison, à l'état de gaz.

L'*osman-osmate de potasse*, $OsO^3 + OsAz, KO$, s'obtient en ajoutant de l'acide osmique à un mélange chaud d'hydrate potassique et d'ammoniaque, ou bien en versant de l'ammoniaque dans une dissolution chaude d'osmate potassique avec excès de base. Si la dissolution est suffisamment concentrée, le sel se dépose, pendant le refroidissement, en grains jaune citron; si elle est trop diluée, on l'évapore à une douce chaleur. Lorsqu'on redissout ces grains dans l'eau froide jusqu'à saturation, on obtient par l'évaporation spontanée des cristaux d'une ligne de longueur, qui sont des cuboctaèdres

allongés, et qui ont ordinairement une teinte brune due à un commencement d'altération. Ils ne renferment pas d'eau de cristallisation. Ce sel ne se décompose pas à 180°; mais, à une température supérieure, il devient plus foncé et se décompose ensuite avec explosion.

Il n'est pas très-soluble dans l'eau, un peu moins dans l'alcool, sans être décomposé, et insoluble dans l'éther.

L'*osman-osmate de soude* $OsO^3, OsAz; NaO$ peut être préparé comme le sel potassique; mais la meilleure manière est de broyer le sel argentique avec du chlorure sodique, jusqu'à ce que le sel argentique devienne blanc. On évapore ensuite la dissolution dans l'exsiccateur. La dissolution qui affecte d'abord une consistance sirupeuse se prend ensuite en grands prismes, renfermant de l'eau de cristallisation dans laquelle ils fondent sous l'influence d'une douce chaleur, et qu'ils perdent plus tard sans que le sel se décompose. Ce sel est très-soluble dans l'eau et se dissout mieux dans l'alcool que le sel potassique.

L'*osman-osmate d'ammoniaque*, $OsO^3, OsAz, AzH^3 + HO$, se décompose trop rapidement pour qu'on puisse le préparer directement au moyen de l'acide osmique et de l'ammoniaque. Il vaut mieux broyer dans l'eau le sel argentique avec du sel ammoniac, filtrer et évaporer dans l'exsiccateur. On obtient ainsi de grands cristaux anhydres et isomorphes avec le sel potassique; ils détonent à 125°, et sont très-solubles dans l'eau et dans l'alcool; l'éther ne précipite pas le sel de la dissolution alcoolique, qui peut être portée à l'ébullition sans se décomposer.

L'*osman-osmate de baryte* s'obtient le plus facilement au moyen du sel argentique et du chlorure barytique. Il cristallise en aiguilles jaunes, brillantes, de quelques lignes de longueur, qui détonent à 150°, et sont très-solubles dans l'eau.

Le *sel zincique* $OsO^3, OsAz; ZnO$ est très-soluble et n'a pu être obtenu à l'état solide. Il se combine avec 2 équivalents d'ammoniaque pour former un sel insoluble. C'est cette combinaison qui se précipite lorsqu'on verse de l'acide osmique dans une dissolution d'oxyde de zinc dans l'ammoniaque. Le précipité est une poudre jaune pâle, qui se rassemble assez vite et qu'on peut faire sécher à l'air après l'avoir lavée avec de l'ammoniaque. Elle ne se dissout pas dans l'eau, mais elle est décomposée, surtout sous l'influence de l'ébullition : l'un des équivalents d'ammoniaque et l'oxyde

de zinc s'en séparent, et la liqueur renferme de l'osman-osmate d'ammoniaque. Ce sel détone à 150°.

Osman-osmate de plomb OsO^3, $OsAz$; PbO. — Quand on verse une dissolution d'osman-osmate de potasse dans une dissolution de nitrate plombique il se forme, à la longue, des cristaux qui s'altèrent facilement. Avec l'osman-osmate de soude ou d'ammoniaque on obtient, au contraire, de suite un précipité cristallin jaune, qui brunit à la surface pendant le lavage, et qui paraît renfermer 2 équivalents d'oxyde de plomb pour 1 équivalent d'acide.

L'acétate de plomb produit dans le sel potassique un précipité jaune sale et amorphe, qui ne tarde pas à mettre de l'acide osmique en liberté, en devenant rouge pourpre. Les acides dissolvent ce sel rouge, et l'ammoniaque paraît le précipiter de cette dissolution sans altération.

Le chlorure de plomb en dissolution produit, dans le sel sodique ou ammonique, un précipité cristallin jaune qui se représente par $PbCl + PbO, OsO^3, OsAz$.

Le *sel mercureux* est un précipité jaune et cristallin qu'on obtient par double décomposition. Il est insoluble dans l'eau, soluble dans l'acide nitrique et se décompose par les chlorures comme le sel argentique. Il ne détone pas, mais se sublime peu à peu, même lorsqu'on le chauffe rapidement, et exhale une forte odeur d'acide osmique.

Le *sel mercurique* s'obtient en broyant le sel argentique avec du bichlorure de mercure et de l'eau, et se dépose en cristaux prismatiques dans la dissolution filtrée ; toutefois la dissolution et les cristaux ne tardent pas à noircir.

Lorsqu'on mélange le sel potassique avec une dissolution de chlorure mercurique et qu'on ajoute de l'ammoniaque, il se forme un précipité cristallin qui paraît être une combinaison du sel mercurique avec de l'ammoniaque; mais elle a aussi peu de stabilité, noircit rapidement et se détruit.

L'*osman-osmate d'argent* se prépare en dissolvant de l'acide osmique dans une dissolution ammoniacale d'un sel argentique, et saturant l'ammoniaque en excès par un petit excès d'acide nitrique, ou bien, plus simplement, en précipitant le sel potassique par du nitrate d'argent. Il constitue une poudre jaune cristalline, qu'on peut dessécher dans le vide sur de l'acide sulfurique et dans l'obscurité. Il noircit à la lumière et même, à la longue, dans l'obscurité, en ré-

pandant l'odeur de l'acide osmique. Il détone fortement, soit à 80°, soit sous le marteau, soit lorsqu'on fait passer de l'hydrogène sulfuré sur le sel sec. Il est peu soluble dans l'eau et dans l'acide nitrique, mais il se dissout facilement dans l'ammoniaque. Par l'évaporation spontanée de cette dissolution, on obtient une combinaison de ce sel avec de l'ammoniaque. L'acide nitrique le décompose avec le concours de la chaleur ; l'acide devient brun d'abord, puis il se décolore en développant de l'acide osmique.

128. — Sur la préparation de l'argent ; par M. Hornung (*Archiv der Pharmacie*, t. C, p. 140, et t. CI, p. 158).

Ce procédé consiste à réduire le chlorure d'argent par le cuivre en présence de l'ammoniaque. Il est inutile que le chlorure soit en dissolution, l'expérience ayant appris que ce composé se dissout au fur et à mesure qu'il se précipite de l'argent.

129. — Sur l'extraction de l'argent ; par MM. Malaguti et Durocher (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXV, p. 160).

Dans cette première partie de leurs recherches, les auteurs établissent que l'argent est peut-être un des métaux les plus répandus dans la nature. Ils ont examiné les sulfures, les arséniures, les arséniosulfures, quelques oxydes métalliques et les métaux natifs.

Recherchant ensuite sous quelle forme l'argent se trouve dans ces composés, ils parviennent à s'assurer que dans les pyrites, les blendes et les galènes, l'argent ne se trouve ni à l'état de métal ni à l'état de chlorure ; ils pensent qu'il se trouve à l'état de sulfure.

A cette occasion, MM. Malaguti et Durocher ont remarqué que tous les sulfures purs ont la faculté de décomposer, dans des conditions déterminées, une quantité donnée de chlorure d'argent et même d'autres chlorures insolubles, et que cette faculté peut être modifiée quelquefois par l'état moléculaire.

Dans la seconde partie de leurs recherches, MM. Malaguti et Durocher, étudieront l'action des réactifs sur les minerais argentifères, action qui doit effectuer la séparation de l'argent.

La troisième partie enfin, sera consacrée à l'étude des influences secondaires, qui jouent un rôle non encore bien connu dans les procédés en usage pour l'exploitation de l'argent.

130. — Solubilité du chlorure d'argent; par M. I. PIERRE (*Journal de Pharmacie et de Chimie,* 3ᵉ série, t. XII, p. 237).

M. Pierre a observé que l'acide chlorhydrique peut dissoudre au moins $\frac{1}{200}$ de son poids de chlorure; quand il a été étendu de deux fois son poids d'eau, il peut en retenir en dissolution plus de $\frac{1}{600}$ de son poids.

131. — Sur la décomposition du nitrate d'argent par la chaleur; par M. PERSOZ (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXV, p. 177).

M. Persoz a reconnu qu'en chauffant le nitrate d'argent avec précaution, il se décompose en nitrite, en oxygène mêlé d'un peu d'acide nitreux, et en argent métallique. Il n'a pu réussir à éviter la décomposition totale d'une partie du sel; cependant il a observé que la présence du nitrate de potasse ou de soude, l'atténue notablement.

132. — Traitement des minerais de platine; par M. HESS (*Journal für prakt. Chemie*, t. XL, p. 498).

Le minerai est fondu avec 2 ou 3 fois son poids de zinc. On obtient ainsi une masse homogène, friable, que l'on pulvérise pour la traiter par l'acide sulfurique étendu, ajouté par petites portions. Finalement on se sert d'un acide à 10 équivalents d'eau et on chauffe; quand il ne se dissout plus rien, on lave.

Ainsi débarrassé du zinc et de la majeure partie du fer, le résidu renferme encore du cuivre et du plomb qu'on éloigne par l'acide nitrique; cet acide dissout en outre un peu de palladium : dans tous les cas, on obtient un résidu débarrassé des métaux qui compliquent l'opération et dans un état de division telle qu'il se dissout alors très-facilement dans l'eau régale.

Il est bon d'éviter un excès d'acide chlorhydrique qui attaque de préférence l'osmiure d'iridium.

133. — Faits pour servir à l'histoire des métaux congénères du platine; par M. CLAUS (*Journal für prakt. Chemie,* t. XXXIX, p. 88; *Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXIII, p. 337; *Annuaire de Chimie*, 1846, p. 229, et 1847, p. 135).

Action du nitrate d'argent sur le chloride d'iridium.

On sait que le chlore des chlorures doubles des métaux congénères du platine, ne peut être dosé par la méthode ordinaire, parce que

le chlorure d'argent entraîne toujours une portion de chlorure non décomposé. Cette réaction est surtout remarquable avec le chloride d'iridium, et M. Claus l'a considérée comme le caractère le plus saillant de l'iridium.

Lorsqu'on verse une solution de nitrate d'argent dans une solution de chloride d'iridium, il se produit un précipité floconneux d'un bleu indigo, qui pâlit au bout de quelques heures pour se décolorer entièrement. Le liquide surnageant est incolore et ne renferme pas d'iridium. Le précipité est représenté par :

$$3ClAg + Ir^2Cl^3.$$

M. Claus attribue la couleur indigo, à la présence d'une poudre d'hydrate d'iridium qui passerait peu à peu à l'état de sesquichlorure.

Ce chlorure double se produit immédiatement si l'on emploie les dissolutions bouillantes. Il est insoluble dans l'eau et les acides, peu soluble dans l'ammoniaque. Si on le fait digérer avec cette dernière, il se dissout en petite quantité au bout de quelques jours, sans changer de nature, et le résidu se transforme en une poudre brillante, jaune verdâtre, composée de rhomboèdres microscopiques.

Action de l'acide sulfureux et du sulfite de potasse sur les métaux congénères du platine.

L'acide sulfureux réduit le chlorure de ces métaux à un degré inférieur de chloruration. Le sulfite de potasse détermine la formation d'une série de combinaisons qui renferment de l'acide sulfureux, et qui jouissent de singulières propriétés.

L'acide sulfureux fournit, de plus, le meilleur moyen de purification de l'iridium. Si l'on fait réagir cet acide sur une dissolution de chloride d'iridium et de potassium dans 8 parties d'eau, le chloride est réduit à l'état de sesquichlorure qui reste dissous ; tandis que les moindres traces de platine, de palladinm, d'osmium, de rhodium, de ruthénium qu'il pourrait renfermer, restent intacts, car, à la température ordinaire, l'acide sulfureux est sans action sur le chlorure double de ces métaux.

En neutralisant avec du carbonate de potasse, la dissolution iridique ainsi traitée par l'acide sulfureux, il se produit un précipité olive, formé de prismes brillants dont la composition est

$$3KCl + Ir^2Cl^3 + 6HO.$$

Ce double sel s'effleurit dans l'air sec ; il est insoluble dans l'alcool, mais soluble dans l'eau ; il est plus stable que celui du chloride. Les alcalis le décomposent à peine, mais l'eau régale le transforme immédiatement en chloride. Le nitrate d'argent forme avec lui le composé

$$3ClAg + Ir^2Cl^3$$

décrit plus haut.

Ce sesquichloride double peut encore se préparer par la calcination du chloride double, seul ou avec le tiers de son poids de carbonate de potasse. Il suffit alors de dissoudre le tout pour obtenir le sel cristallisé.

Si l'on chauffe la dissolution, dont on a précipité une partie du sesquichlorure par une addition de potasse, elle rougit d'abord, puis elle devient jaune. Il se forme dans cette circonstance une série de combinaisons dont 3 ont été isolées.

La première, que M. Claus représente par

$$2(SO^2, KO + ClK) + 2IrO + \left\{ \begin{matrix} 2SO^2 \\ Cl \end{matrix} \right\} + 12HO,$$

renfermerait un acide hyposulfurique, dans lequel 1 équivalent d'oxygène est remplacé par 1 équivalent de chlore. Elle constitue des prismes incarnats à 6 pans, de la forme du béryl ; ils se décomposent quand on les dissout dans l'eau.

Cette combinaison forme avec l'acide hydrochlorique une dissolution jaune qui se colore en rouge et dégage de l'acide sulfureux quand on l'évapore. Abondonnée à elle-même, elle laisse déposer des prismes rouges brillants, auxquels M. Claus attribue la formule :

$$4ClK + 2IrO + \left\{ \begin{matrix} 2SO^2 \\ Cl \end{matrix} \right\} + 4HO.$$

Ce composé est très-soluble dans l'eau et insoluble dans l'alcool.

La deuxième combinaison que M. Claus a pu isoler du dépôt qui se forme, quand on évapore la dissolution du chloride double d'iridium et de potassium réduit par l'acide sulfureux, est très-difficile à préparer. Elle constitue une matière jaune succin analogue à la térébenthine. Par la dessiccation, elle se réduit en une masse amorphe, friable.

M. Claus lui assigne la formule suivante :

$$4(KO,\ SO^2) + 2IrO + \left\{ \begin{matrix} 2SO^2 \\ Cl \end{matrix} \right\},$$

qui est, comme on voit, du même ordre que celle des deux combinaisons précédentes.

Mais la troisième de ces combinaisons présente une composition différente ; M. Claus la formule par :

$$3(SO^2,\ KO) + IrO,\ 2SO^2 + 5HO.$$

C'est donc un sulfite double. Il est blanc, pulvérulent, légèrement cristallin, peu soluble dans l'eau. La potasse le dissout plus aisément que l'eau ; à chaud, cette dissolution dépose à la longue de l'hydrate d'oxyde d'iridium. L'acide hydrochlorique le décompose en dégageant de l'acide sulfureux et le transforme en un sel prismatique, très-soluble dans l'eau, dont la composition se formule par :

$$3(ClK) + IrO,\ 2SO^2.$$

Combinaisons de l'osmium. — A la température ordinaire, l'acide sulfureux n'a que peu d'action sur le chloride double d'osmium et de potassium. A chaud, il se produit une décomposition partielle ; il se sépare de l'oxyde d'osmium, et il cristallise du chlorure double non modifié. Si au contraire, on chauffe la dissolution avec du sulfite de potasse, elle devient rose, puis presqu'incolore ; il se sépare en même temps une poudre blanche de sulfite double d'osmium et de potasse

$$3(SO^2,\ KO) + (2SO^2,\ OsO) + 5HO.$$

Ce sel est formé de petits cristaux écailleux et tendres ; il est peu soluble dans l'eau, sans saveur, et possède pour le reste, les propriétés du sel double d'iridium. Il faut excepter toutefois, qu'il se décompose déjà à 180°, tandis que le sel d'iridium supporte une température bien plus élevée.

Traité par l'acide hydrochlorique, il donne naissance à un composé :

$$3ClK + OsO + 2SO^2,$$

en poudre brune cristalline, peu soluble dans l'eau.

Combinaisons du platine. — Le chloride de platine est réduit à l'état de chlorure par l'acide sulfureux, en se colorant en rouge. Cette coloration disparaît à la longue; si on neutralise par la potasse, il se dépose du sulfate de potasse par la concentration, puis un mélange de sels qui renferme une combinaison de platine, que M. Claus n'a pas encore étudiée. A la température ordinaire, l'acide sulfureux n'a pas plus d'action sur le chloride double de platine et de potassium que sur le composé osmique correspondant; mais si on le chauffe avec une solution de sulfite de potasse, il se dissout, le liquide se décolore et quand on évapore, il se dépose le sulfite double :

$$3(SO^2, KO) + PtO, 2SO^2 + 2\tfrac{1}{2}HO.$$

Il ressemble au sel d'osmium, il est sans saveur et peu soluble dans l'eau.

L'acide hydrochlorique agit autrement que sur les composés précédents, tout l'acide sulfureux se dégage et il reste du chloride double de platine et de potassium.

Combinaisons du ruthénium. — En versant une dissolution d'acide sulfureux sur du sesquichlorure de ruthénium et de potassium en poudre, le sel se borne à se colorer en jaune isabelle à la surface. Si, au contraire, on chauffe une solution de ce sel double avec le sulfite de potasse, elle ne se décolore pas comme le font les chlorides précédents, mais elle rougit, et il se sépare une poudre jaune isabelle formée de :

$$SO^2, KO + SO^2, RuO.$$

Enfin, après des dissolutions et des évaporations réitérées, la liqueur produit en dernier lieu un précipité blanc, que M. Claus n'a pas encore examiné.

Chloride de ruthénium et de potassium $Cl^2Ru + ClK$. — Ce sel se prépare de la manière suivante : le ruthénium, mêlé avec un grand excès de nitrate de potasse, est calciné pendant deux heures dans un creuset d'argent. On ramollit ensuite la masse dans l'eau et on la fait digérer avec de l'acide nitrique. On obtient ainsi une dissolution, brun foncé, que l'on additionne d'acide chlorhydrique. Après une évaporation suffisante, on l'abandonne pendant quelque temps, afin de permettre au nitre, qui s'y trouve, de cristalliser. Les eaux mères, décantées, sont évaporées jusqu'à ce qu'elles se pren-

nent en masse cristalline par le refroidissement. Dans cet état, pour séparer le nitre restant ainsi que le chlorure de potassium, on traite par une dissolution de sel marin qui n'a que fort peu d'action sur le chlorure double de potassium et de ruthénium; on achève la purification par des lavages à l'alcool de 70 pour 100, qui enlève le sel ammoniac.

134. — Sur les isomères du sel vert de Magnus; par M. Peyrone (*Annalen der Chemie und Pharmacie,* t. LXI, p. 178).

Nous avons décrit dans l'*Annuaire de Chimie,* 1846, p. 224, plusieurs nouveaux isomères du sel vert de Magnus, obtenus par M. Peyrone. La note, publiée depuis par ce chimiste, contient quelques détails relatifs à l'action du sulfite d'ammoniaque sur ces composés.

Si l'on fait bouillir parties égales de sulfite d'ammoniaque et de sel vert de Magnus (AzH^3PtCl), on obtient une poudre blanche tirant sur le vert, insoluble dans l'alcool et dans l'eau froide, peu soluble dans l'eau bouillante; ce corps peut se représenter par la formule :

$$PtAz^2H^6O,\ HO,\ 2SO^2 + 2\ (PtAzH^3O,SO^2);$$

avec le sulfite d'ammoniaque en excès, et à l'aide d'une ébullition prolongée, on obtient une liqueur qui contient un corps soluble en toutes proportions dans l'eau, et se précipitant par l'alcool sous forme de gouttes huileuses qui se réunissent au fond du vase en formant une masse visqueuse; cette masse ne se solidifie qu'après un contact prolongé avec de l'alcool à 36°.

Ce corps se produit également quand on traite par l'ammoniaque du bichlorure de platine entièrement décoloré par l'acide sulfureux; il ne présente pas une composition constante : toutefois l'alcool, employé à précipiter le corps huileux, abandonne peu à peu des flocons blancs dont la composition s'accorde avec la formule :

$$PtAz^2H^6O,\ HO,\ 2SO^2 + AzH^3,\ HO,\ SO^2.$$

L'isomère, en octaèdres orangés, s'attaque bien plus facilement par le sulfite d'ammoniaque que le sel vert de Magnus. On obtient deux corps blancs : l'un, pulvérulent et insoluble dans l'eau, possède la composition du corps qui se produit immédiatement avec le sel de Magnus; l'autre, soluble en toutes proportions dans l'eau est

précipité par l'alcool sous la forme de gouttelettes huileuses qui se concrètent peu à peu en une masse blanche, sa composition se représente par :

$$PtAz^2H^6O, HO, 2SO^2 + 2(AzH^3, HO, SO^2)$$

L'isomère jaune préparé directement (1) n'est pas identique avec celui qui a été obtenu par réduction. Ces deux corps diffèrent par leurs propriétés physiques et chimiques; le premier se dissout dans 38 parties d'eau environ, le second dans 140.

Maintenu en ébullition dans le sulfite d'ammoniaque et employé en excès, l'isomère préparé directement, se transforme en aiguilles blanches de la formule :

$$PtAz^2H^6O,HO,2SO^2 + 2(AzH^3,HO,SO^2) + PtAzH^3Cl + HO.$$

Dans les mêmes circonstances l'isomère obtenu par réduction fournit des tables rhomboïdales, incolores, et transparentes, représentées par :

$$PtAz^2H^6O, HO, 2SO^2 + PtAz, H^3Cl + 2HO.$$

Traités par un excès de sulfite d'ammoniaque, ces deux corps isomères donnent des résultats tout à fait différents. Le premier fournit des produits très-compliqués dont M. Peyrone n'a pas suivi l'étude; le second se convertit entièrement par la réduction dans le sel de Boeckmann :

$$PtAz^2H^6O, HO, 2SO^2.$$

Les combinaisons chlorées, que l'on obtient en traitant ces isomères par l'ammoniaque, donnent à froid, sous l'influence du sulfite d'ammoniaque, un produit cristallisant en aiguilles tétragonales, transparentes, peu solubles dans l'eau froide, et solubles dans 190 parties d'eau bouillante.

A la température ordinaire ce corps présente la composition :

$$PtAzH^3O,SO^2 + PtAz^2H^6O, SO^2 + 2HO.$$

(1) Ce corps s'obtient facilement en versant par petites portions de la potasse caustique dans une solution de chlorure platineux, neutralisée par du carbonate d'ammoniaque, et maintenue à une température de 13 degrés environ.

Par l'ébullition, les mêmes chlorures se transforment dans le sel de Boeckmann, en perdant de l'ammoniaque.

135. — Recherches sur les divers composés platiniques dérivés du sel vert de Magnus; par M. Raewsky (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIV, p. 1151 et t. XXV, p. 794).

Dans une première communication (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 135) M. Raewsky a fait voir que l'action de l'acide nitrique sur le sel vert de Magnus présente deux cas parfaitement distincts : lorsque l'acide nitrique n'est pas en excès, on obtient le sel nitrique de M. Gros $PtClO, Az^2H^6, AzO^5$. Si l'acide nitrique est concentré et en excès, au lieu du sel précédent, on obtient simultanément *deux* nouveaux composés que M. Raewsky fait connaître avec quelques détails. Ces composés contiennent l'un et l'autre une base à laquelle on peut, par le moyen des doubles décompositions, combiner divers acides.

L'analyse assigne la composition suivante aux deux azotates résultant de l'action de l'acide azotique en excès sur le sel vert de Magnus.

1° Sel peu soluble dans l'acide azotique :

$$Pt^2ClO^5, Az^4H^{12}, 2AzO^5.$$

2° Sel très-soluble dans l'acide azotique et cristallisant avec difficulté, par la concentration des eaux mères du premier azotate :

$$Pt^2Cl^2O^4, Az^4H^{12}, 2AzO^5.$$

Dans la formation de ces sels il se produit beaucoup de vapeurs rutilantes, de l'eau, de l'acide hydrochlorique et les eaux mères acides donnent par la calcination un abondant résidu de platine.

L'azotate de la première série est facile à obtenir pur. Il cristallise en petits prismes aiguillés et brillants. Il se décompose avec déflagration quand on le chauffe, laisse dégager de l'eau et du chlorhydrate d'ammoniaque, et donne un résidu de platine métallique.

Les alcalis caustiques le détruisent et en chassent l'ammoniaque; mais l'intervention de la chaleur est nécessaire pour effectuer cette décomposition. Il présente d'ailleurs les propriétés caractéristiques des azotates.

Les sels moins solubles que l'azotate, et presque tous sont dans

ce cas, ont été obtenus par M. Raewsky par voie de double décomposition.

Ainsi le phosphate $Pt^2ClO^5, Az^4H^{12}, PhO^5, HO$ se prépare en versant du phosphate de soude dans une dissolution chaude et concentrée du sel nitrique. Le phosphate, peu soluble, se dépose.

L'oxalate, le carbonate, le chromate neutre et le bichromate n'ont présenté aucune difficulté quant à leur préparation et à leur étude ; mais le sulfate et l'acétate n'ont pu être produits, sans doute à cause de leur solubilité plus grande que celle de l'azotate.

L'azotate $Pt^2ClO^5, Az^4H^{12}, 2AzO^5$ présente la propriété d'être facilement décomposé par l'acide chlorhydrique qui le fait passer dans la seconde série, en donnant naissance à un sel qui a pour formule :

$$Pt^2Cl^2O^2, Az^4H^{12}, Cl^2.$$

Ce nouveau sel s'éloigne également, par sa grande solubilité, des composés appartenant à la première classe, qui sont tous très-peu solubles dans l'eau.

136. — Sur la préparation du tritoxyde d'or; par M. Figuier (*Journal de Pharmacie et de Chimie,* 3e série, t. XII, p. 401).

Il a déjà été question de cet oxyde dans l'*Annuaire de Chimie*, 1845, p. 172. M. Figuier décrit aujourd'hui un procédé qui a sur ses prédécesseurs, l'avantage de fournir un produit plus abondant et plus pur.

Ce procédé consiste à évaporer avec ménagement une dissolution d'or dans l'eau régale, à ajouter au résidu sec de la potasse pure jusqu'à réaction alcaline, et à décomposer par du chlorure de barium. Le précipité très-lourd d'acétate de baryte se lave facilement par décantation ; quand les eaux de lavage ne sont plus troublées par l'acide sulfurique, on décompose l'acétate par l'acide nitrique étendu, et on maintient la liqueur en ébullition pendant quelques minutes.

Pour dessécher cet oxyde on le comprime dans du papier buvard, puis on l'expose au soleil.

137. — Note sur une nouvelle méthode pour l'analyse des gaz; par M. Doyère (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXV, p. 928 et t. XXVI, p. 193). — **Méthode pour l'analyse des mélanges gazeux;** par MM. Regnault et J. Reiset (*ibid.*, t. XXV, p. 960 et t. XXVI, p. 6).

L'appareil décrit par M. Doyère, pour analyser les gaz, n'a fonctionné jusqu'alors que par voie d'absorption.

« Son principe consiste dans l'emploi d'une sorte de pipette courbe à deux boules, à l'aide de laquelle, après que les gaz ont été mesurés dans un tube gradué qui n'a pas d'autre emploi, on va les y prendre par la branche ascendante pour les faire passer dans la première boule sans la possibilité d'aucune perte. Cette boule contient d'avance le réactif qui doit agir pour l'absorption; et la pipette fermée par le mercure qui remplit d'un côté la seconde boule, et de l'autre le tube d'introduction, peut être agitée indéfiniment et avec force comme un tube ordinaire. L'absorption terminée, il ne s'agit plus que de faire repasser le gaz dans le tube mesureur, ce qui se produit par une simple différence de niveaux. »

Pour éviter les erreurs résultant des variations de température, M. Doyère mesure les gaz dans l'intérieur d'une masse d'eau plus ou moins considérable. Enfin il remplace les différentes corrections relatives à la température, à la pression barométrique, et à la vapeur d'eau par l'emploi d'un *régulateur* qui permet de ramener le gaz dans chaque mesure, à la tension sous laquelle il a été mesuré la première fois.

Le régulateur dont il s'agit paraît être un thermomètre à air très-sensible, et qui est en communication de pression et de température avec le tube mesureur, par l'intermédiaire de l'eau de la cuve.

Pour absorber l'oxygène d'un mélange gazeux, M. Doyère emploie le protochlorure de cuivre qui remplit, d'après lui, toutes les conditions.

C'est en suivant cette méthode que M. Doyère a trouvé que les nombres qui représentent l'oxygène de l'air, peuvent varier entre 20,50 et 21,50 pour 100. (*Voir plus haut*, p. 39).

L'appareil eudiométrique de MM. Regnault et J. Reiset, se compose de deux parties que l'on peut réunir et séparer à volonté. La première sert à mesurer le gaz dans des conditions déterminées de température et d'humidité; dans la seconde, que l'on appellera le *laboratoire*, on peut soumettre le gaz aux divers réactifs absorbants.

L'appareil mesureur se compose d'un tube, divisé en millimètres, ouvert à sa partie inférieure, et terminé en haut par un tube capillaire recourbé à angle droit. L'extrémité inférieure de ce tube est mastiquée dans une pièce en fonte à robinet, munie de deux tubulures. On a mastiqué, dans la seconde tubulure, un tube droit divisé en millimètres et de 1 mètre de hauteur. Les deux tubes ont de 14 à 16 millimètres de diamètre intérieur. L'ensemble des deux tubes forme un appareil manométrique qui est enfermé dans un manchon en verre rempli d'eau, que l'on maintient à une température constante.

Le tube laboratoire se compose d'une cloche de verre ouverte par le bas et terminée en haut par un tube capillaire recourbé. Cette cloche plonge dans une petite cuve à mercure que l'on peut monter à volonté; les extrémités des tubes capillaires qui terminent le laboratoire et le mesureur, sont mastiquées dans deux petits robinets en acier, dont les extrémités rodées s'ajustent exactement l'une sur l'autre; le tube mesureur est traversé par deux fils de platine, à l'aide desquels on peut faire passer des étincelles électriques pour faire les analyses par combustion.

S'il s'agit d'analyser avec cet appareil un mélange d'air atmosphérique et d'acide carbonique, on remplit entièrement de mercure le mesureur et le laboratoire; on introduit l'air dans le laboratoire, puis on réunit le laboratoire au mesureur. En faisant couler le mercure du tube mesureur, on fait passer l'air du laboratoire dans le mesureur, et l'on fait entrer une petite colonne de mercure dans le tube capillaire qui les réunit, de manière que le ménisque affleure à un repère qui marque le zéro du volume. On choisit pour second repère un des traits du tube mesureur; dans chaque mesure de gaz on ramène celui-ci à occuper rigoureusement le même volume, et l'on détermine seulement sa force élastique. Les parois du mesureur sont toujours mouillées d'une petite quantité d'eau qui est constamment la même, parce que c'est celle que le mercure n'enlève pas, lorsqu'on remplit le tube. Le gaz étant mesuré on détache le laboratoire, on fait monter à sa partie supérieure une goutte de potasse, puis on le réunit de nouveau au tube mesureur. On ouvre les robinets, et l'on fait passer le gaz du mesureur dans le laboratoire; l'acide carbonique s'absorbe dans la potasse qui mouille le tube; après deux minutes on fait repasser le gaz dans le mesureur, puis on le renvoie une seconde fois dans le laboratoire,

dont les parois se sont mouillées de nouveau avec de la potasse fraîche. On ramène le volume du gaz, débarrassé de son acide carbonique, aux mêmes points fixes du mesureur, et l'on détermine sa force élastique. Le gaz se trouve d'ailleurs toujours saturé d'humidité, et l'on maintient sa température constante.

Pour déterminer l'oxygène, on introduit dans le mesureur une quantité convenable d'hydrogène; le laboratoire est commode pour cela, il sert d'entonnoir, et l'on détermine la force élastique des gaz mélangés, ramenés toujours au même volume. On fait passer l'étincelle électrique à travers les gaz que l'on peut dilater ou condenser à volonté, et l'on mesure la force élastique que présente le gaz après la combustion, et lorsqu'il a été ramené à la même température.

Si l'on veut se servir de l'appareil pour absorber l'oxygène par les dissolvants on opère exactement comme nous l'avons dit, pour séparer l'acide carbonique. Seulement, comme les absorbants de l'oxygène agissent beaucoup moins efficacement que la potasse n'agit sur l'acide carbonique, il est nécessaire, si l'on veut aller vite, d'agiter plusieurs fois le laboratoire pour hâter l'absorption.

MM. Regnault et Reiset ont fait, au moyen de cet appareil, un grand nombre d'expériences avec les divers absorbants de l'oxygène; quelques-uns ont été reconnus inapplicables, d'autres ont donné des résultats plus satisfaisants, mais sans jamais atteindre la précision et la certitude complète que présente la combustion par l'hydrogène.

Les plus grandes différences que MM. Regnault et Reiset ont rencontrées entre les analyses d'un même air, n'ont jamais dépassé 3 ou 4 dix-millièmes, et l'expérience entière n'exige pas une demi-heure.

138. — Procédé pour reconnaître la présence de l'acide sulfureux; par M. A. Laroque (*Journal de Pharmacie et de Chimie*, t. XII, p. 170).

Ce procédé consiste à doser d'abord l'acide sulfurique par l'eau de baryte, à oxyder ensuite l'acide sulfureux par l'acide arsénique, et à faire un second dosage de l'acide sulfurique. La différence des deux dosages conduit à la proportion d'acide sulfureux.

139. — Moyen de séparer l'acide sulfureux d'avec l'acide carbonique; par M. Persoz (*Annales de Chimie et de Physique*, 3e série, t. XX, p. 254).

On saupoudre d'iodate de potasse ou de soude une baguette de verre recouverte d'empois d'amidon, et on l'introduit dans le mélange des deux gaz. Lorsque le volume gazeux cesse de diminuer, on s'assure que l'acide sulfureux est entièrement absorbé en introduisant, à l'aide de la baguette de verre, un peu d'empois d'amidon préparé avec une solution étendue d'iodate de potasse. L'empois se colore immédiatement en bleu, aux moindres traces d'acide sulfureux.

140. — Dosage de l'acide nitrique et des nitrates; par M. Gossart (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIV, p. 21; *L'Institut*, n° 685, p. 59.)—**Sur un nouveau mode de dosage des nitrates et particulièrement du salpêtre;** par M. J. Pelouze (*Annales de Chimie et de Physique*, t. XX, p. 129).

M. Gossart a cherché à doser l'acide nitrique contenu dans le salpêtre en mêlant ce sel à de l'acide sulfurique, et en le décomposant par une dissolution titrée de sulfate ferreux. Il juge que l'opération est terminée lorsqu'après avoir porté le mélange à l'ébullition, il n'y reconnaît plus de fer au minimum. Il sépare pour cela une petite quantité de la liqueur et l'essaye par le ferricyanure de potassium.

La dissolution de salpêtre raffiné, employée pour composer la liqueur normale de M. Gossart, contient 10 grammes de salpêtre bien sec par demi-litre. La dissolution de sulfate de protoxyde est amenée à un degré de concentration tel qu'il faut 25 centimètres cubes de la solution de salpêtre pour en peroxyder 20 centimètres cubes.

M. Pelouze a cru qu'il simplifiait cette méthode en calculant d'abord combien il fallait de nitrate de potasse pour porter au maximum un poids connu de fer dissous dans un excès d'acide hydrochlorique.

Il a reconnu ainsi que 2 grammes de fils de clavecin dissous dans 80 à 100 grammes d'acide hydrochlorique exigeaient en moyenne $1^{gr},216$ de salpêtre pur pour se convertir en perchlorure. Il pèse alors pour son essai $1^{gr},216$ du salpêtre à titrer; il fait dissoudre d'autre part 2 grammes de fils de clavecin, et après le mélange et l'ébullition des deux liquides, il achève de peroxyder le fer avec une solution titrée de caméléon minéral. La pureté du nitre se trouve directement proportionnelle à la quantité de caméléon qu'on emploie.

Cette modification n'est exécutable qu'autant que les nitrates ne contiennent aucune matière susceptible d'agir sur le caméléon. Les substances organiques sont dans ce cas, et l'on sait combien il est fréquent de les trouver mélangées aux nitrates.

141. — Sur un nouveau procédé de dosage du phosphore; par M. Raewsky (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIV, p. 681).

Nous laissons parler l'auteur qui expose son procédé en peu de mots : « Lorsque j'ai séparé le phosphore des bases avec lesquelles il pourrait se combiner et donner des sels insolubles dans l'acide acétique, j'ajoute au liquide ordinairement acide, de l'acétate de peroxyde de fer en excès. Le phosphate ferrique se dépose ordinairement sous forme de flocons blancs, légèrement jaunâtres; je recueille le précipité, je le lave avec soin. L'excès du fer passe dans les eaux de lavages et le phosphate reste pur sur le filtre; cela fait, j'arrose le filtre avec de l'acide chlorhydrique de manière à tout dissoudre, je réduis le sel de fer par le sulfite de soude en suivant les précautions indiquées dans le mémoire de M. Margueritte (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 176), puis je dose le fer en le convertissant en peroxyde à l'aide d'une dissolution titrée de caméléon minéral. Après avoir déterminé la quantité de fer par un simple calcul, connaissant la composition du phosphate ferrique, je détermine aisément la proportion du phosphore »

Ce procédé, se basant sur l'exactitude de l'analyse du phosphate ferrique, M. Raewsky s'est attaché à bien connaître le phosphate qui se forme au sein de l'acide acétique; il s'est assuré, par de nombreuses expériences que, dans ce phosphate, le rapport de l'oxygène de la base est à celui de l'acide comme 3 : 5.

142. — Dosage du phosphore; par M. E. Kopp (*L'Institut*, n° 715, p. 301).

« On ramène les phosphates et les phosphites à l'état de phosphure, de fer. Le phosphore de ce dernier composé est dégagé, à l'état d'hydrogène phosphoré, dans un appareil approprié, de manière à recueillir l'acide phosphorique qu'on dose ensuite d'après les procédés ordinaires. »

Cette méthode est basée sur les mêmes principes que celle adop-

tée par M. Schafhaeutl, pour doser le phosphore contenu dans le fer (voir, p. 74).

143. — Moyen pour constater la présence de la soude dans la potasse du commerce ; par M. PAGENSTECHER (*Journal für prakt. Chemie*, t, XLII, p. 137).

Ce moyen est basé sur la propriété d'une dissolution saturée de sulfate de potasse de dissoudre des quantités considérables de sulfate de soude. On neutralise donc la potasse du commerce par de l'acide sulfurique en excès, et on calcine. Le résidu pulvérisé est agité ensuite avec une dissolution saturée de sulfate de potasse. Si la potasse à examiner renferme de la soude, le poids diminue et celui du sulfate de potasse augmente successivement : les différences se compensant sensiblement on peut en déduire la quantité de soude.

144. — Dosage du carbonate de chaux ; par M. BINEAU (*Journal de Pharmacie et de Chimie*, 3e série, t. XII, p. 301).

M. Bineau a décrit un procédé d'analyse ayant pour but l'évaluation prompte et facile du carbonate de chaux contenu, soit dans les pierres calcaires, soit dans les marnes ou dans les terres arables, soit dans les eaux.

« S'agit-il d'une matière solide, on introduit dans une cornue tubulée la portion destinée à l'essai, après l'avoir finement pulvérisée; on ajoute de l'acide hydrochlorique faible et titré, en quantité connue et plus que suffisante pour la décomposition du carbonate; on chauffe le tout jusqu'au moment où quelques gouttes commencent à se condenser dans le col de la cornue, puis on adapte un récipient tubulé, et on fait bouillir de nouveau. En opérant ainsi on peut négliger, sans inconvénient, l'acide carbonique qu'absorbe le liquide distillé. Quand l'ébullition a duré le temps nécessaire pour assurer une réaction complète, on réunit les liquides du récipient et de la cornue, et après les avoir colorés avec un peu de tournesol neutre, on y verse avec une burette graduée une solution alcaline, caustique et titrée, en s'arrêtant à l'instant, parfaitement tranché, où la couleur passe au bleu.

« Si le calcaire est magnésien, il faut un supplément d'opération afin d'apprécier la magnésie qui se confondrait avec la chaux par son pouvoir neutralisant à l'égard de l'acide. Il suffit pour achever l'analyse d'ajouter de l'eau sucrée, puis de nouvelles doses de l'alcali titré, tant qu'il donne lieu à un précipité. La chaux reste

dissoute à la faveur du sucre, la magnésie seule est précipitée; sa proportion ou celle de son carbonate se déduit du volume de l'alcali consommé dans cette seconde partie de l'essai.

« Si l'on a outrepassé la dose convenable de liquide alcalin, il est facile d'y remédier en évaluant l'excédant; on sépare la magnésie par le filtre, et l'on détermine le volume d'acide titré nécessaire pour détruire l'alcalinité de la liqueur.

« Dans tous les cas, quand la magnésie a été reconnue et dosée, il faut, pour calculer les proportions de la chaux, soustraire de l'acide employé au commencement de l'expérience, non-seulement celui qui correspond à l'alcali versé d'abord pour arriver à la neutralité, mais encore celui qui correspond à l'alcali par lequel la magnésie a été déplacée.

« Afin d'arriver à une appréciation aussi exacte que possible de la magnésie, il faut à cause de sa solubilité sensible, éviter d'opérer sur trop de liquide. Au reste, la présence du sucre ou d'un sel alcalin n'accroît pas la solubilité de la magnésie.

« La présence de l'alumine et du peroxyde de fer n'influe pas sur les résultats de l'analyse. Le manganèse ou le fer, resté au minimum, nuirait à l'évaluation de la magnésie, mais non à celle de la chaux. Au surplus, l'altération que l'air ferait éprouver aux oxydes précipités fournirait un avertissement facile à saisir.

« Si la matière qu'on analyse renfermait du carbonate de potasse ou de soude, il faudrait en enlever ces sels préalablement par les lavages à l'eau, ou en déterminer la quantité pour la défalquer.

« Il est clair que l'acide nitrique et même l'acide sulfurique pourraient tout aussi bien servir dans cette analyse.

« Considérons maintenant le cas où le carbonate de chaux à doser est en dissolution dans l'eau. Si des carbonates de potasse ou de soude, ou d'autres sels à réaction alcaline, ou bien des matières organiques pouvant donner de l'ammoniaque, se trouvent dissous en même temps que le carbonate de chaux, il est nécessaire de précipiter celui-ci par une ébullition convenablement prolongée, qu'il est commode d'effectuer dans le vase même où l'on doit ensuite en évaluer la quantité. Cette évaluation s'opère en traitant, d'après la méthode décrite, le précipité convenablement lavé. Quant à la faible portion qui ne se précipite pas, on en pourra tenir compte approximativement en admettant, que chaque décilitre d'eau retient en dissolution 4 milligrammes du carbonate cherché.

« Si l'eau contenant le carbonate calcaire est exempte d'autres matières capables de neutraliser les acides, on ajoute immédiatement un excès d'acide titré, et avant de verser l'alcali destiné à faire apprécier la portion excédante, on expulse l'acide carbonique par l'ébullition. Vu l'extrême dilution où se trouve l'acide resté libre, on peut négliger la quantité imperceptible qui se vaporise, et il devient inutile d'opérer dans un appareil distillatoire. D'ailleurs à l'acide hydrochlorique rien n'empêche de substituer l'acide sulfurique titré. »

145. — Moyen de distinguer la baryte de la strontiane à l'aide du chalumeau; par M. CHAPMANN (*Archiv der Pharmacie*, t. CI, p. 293).

On imprègne une perle de soude avec une dissolution de manganèse, et on la chauffe au chalumeau jusqu'à ce qu'elle devienne verte. On y ajoute un peu de la substance à analyser et on l'expose à la flamme oxydante; si c'est de la baryte, la perle devient au refroidissement, bleu clair ou bleu verdâtre; avec la strontiane, elle devient brune, brun verdâtre ou gris foncé. Si la couleur ne devait pas être bien distincte, on ajouterait encore un peu de sel manganeux à la perle.

Chauffés avec de l'oxyde de manganèse, les sels de baryte deviennent verts, les sels de strontiane brunissent.

146. — Sur le dosage de la magnésie par le phosphate de soude et celui de l'acide phosphorique par la magnésie; par M. WEBER (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLII, p. 206).

M. Weber signale plusieurs phénomènes qui accompagnent la précipitation de l'acide phosphorique par la magnésie, ou de la magnésie par le phosphate de soude. Ces phénomènes, qui ont passé inaperçus, jusqu'à ce jour, peuvent influencer singulièrement les résultats analytiques.

Le phosphate de magnésie calciné, ou le phosphate de magnésie et d'ammoniaque dissous dans les acides, ne sont plus précipités complétement par l'ammoniaque, la différence peut varier entre 2 et 8 pour 100.

Conformément à ses recherches, M. Weber attribue cette précipitation incomplète à l'acide phosphorique lui-même qui se trouve contenu à l'état d'acide bibasique dans le phosphate de magnésie calciné, ainsi que dans le sel double ammoniacal.

Les acides transforment difficilement l'acide bibasique en acide tribasique. L'acide sulfurique concentré agit le mieux ; si donc on veut doser de l'acide pyrophosphorique à l'état de sel de magnésie ammoniacal, il faut le chauffer préalablement avec de l'acide sulfurique concentré.

Quand l'acide pyrophosphorique a été mis en liberté, en présence de l'eau, il passe plus facilement à l'état d'acide tribasique que quand il a été calciné.

147. — Analyse des sulfates d'alumine du commerce; par M. Jacquelain (*Revue scientifique,* t. XXIX, p. 279).

Depuis quelques années, on remplace dans l'industrie l'alun ordinaire par le sulfate d'alumine. Cette substitution est avantageuse sous plusieurs rapports; mais les efforts qu'on fait pour débarrasser le sulfate d'alumine du fer qu'il renferme y introduisent constamment des matières étrangères, sans éloigner complétement le fer.

L'un de ces moyens de purification consiste à déplacer l'hydrate de sesquioxyde de fer par l'hydrate de zinc ; il en résulte un sulfate d'alumine renfermant du sulfate de zinc, il est vrai, mais recherché, pour cela, dans certaines branches d'industrie.

Quoi qu'il en soit, il est très-important de connaître la composition du sel qu'on veut employer ; et comme on n'a pas toujours le temps de recourir à de longues investigations, M. Jacquelain propose une méthode analytique qui doit conduire rapidement au but.

En supposant que, dans un sulfate d'alumine donné, des essais préliminaires aient signalé de l'acide sulfurique libre, des sulfates de protoxyde et de peroxyde de fer et du sulfate de zinc, on opère de la manière suivante :

« 1° On pèse 4 grammes du sulfate d'alumine que l'on dissout dans 100 grammes d'eau distillée, on colore la dissolution par l'infusion de fleurs de mauves, dont la teinte lie de vin passe à l'amarante à cause de l'excès d'acide ; on verse ensuite goutte à goutte une dissolution titrée de carbonate de potasse, jusqu'à ce qu'un très-léger précipité refuse de se dissoudre, ce qui indique la saturation de l'acide sulfurique libre, et l'on note la quantité de liqueur employée à produire cet effet.

« Soit a cette quantité ;

« 2° Dans une même dissolution que l'on porte à 90°, afin que l'es-

sai en devienne plus rapide, on ajoute avec précaution du carbonate de potasse jusqu'à cessation de précipité.

« Si l'on a bien opéré, la dissolution surnageante ne doit se troubler à cette température ni par la liqueur titrée de carbonate, ni par une dissolution d'alun employée seulement à la dose d'une goutte. On acquiert, du reste, cette certitude avec facilité par le passage au vert pâle du précipité en suspension, dès que l'on approche de la saturation ; on note encore le volume de carbonate de potasse exigé pour produire ce second résultat.

« Soit *b* cette quantité ; elle équivaut aux sulfates de protoxyde de fer, de zinc, de sesquioxyde de fer et d'aluminium décomposés.

« Alors on fait bouillir le tout avec un peu d'acide azotique pour peroxyder la totalité du fer ; on verse un excès d'ammoniaque pour redissoudre l'oxyde de zinc ; on jette sur un linge fin, coupé en forme de filtre ; on lave, et dans les liqueurs réunies on ajoute peu à peu une dissolution titrée de monosulfure de potassium, jusqu'à ce que ce réactif n'occasionne plus aucun trouble.

« Connaissant, d'après ce dernier résultat, la quantité de zinc mélangé au sel d'alumine, on calculera celle du sulfate de zinc et partant, le volume de carbonate de potasse titré qui lui correspond. Soit *c* cette quantité, en la retranchant de *b*, $(b-c)$ représentera la quantité de carbonate de potasse exigée par les sulfates d'alumine, de sesquioxyde et de protoxyde de fer décomposés.

« Reste à connaître la quantité de fer existant à l'état de protoxyde et de sesquioxyde, car on en déduira les proportions de leurs sulfates et par conséquent le volume de carbonate de potasse titré qui leur correspond. Soit *d* cette quantité en volume, $(b-c-d)$ représentera le carbonate de potasse, d'où l'on pourra conclure enfin le poids du sulfate d'alumine.

« Pour achever l'analyse, il suffira d'ajouter 30 grammes environ d'hydrogène sulfuré dissous, à une solution de 4 grammes de sel d'alumine, de porter à 100° jusqu'à expulsion de tout l'acide sulfhydrique en excès. Tout le fer étant ainsi ramené à l'état de protoxyde, on verse dans la dissolution, au moyen d'une burette, une solution titrée de sulfate rouge de manganèse, jusqu'à ce que la dernière goutte de ce réactif cesse de se décolorer.

« Faisant enfin un semblable essai sur 4 grammes de sel d'alumine dissous, mais non désoxydé par l'hydrogène sulfuré, on possède

tous les éléments de calcul nécessaires pour déterminer la proportion des deux sulfates de fer.

« Cette analyse se réduit donc à deux essais faits sur deux doses de matière pour les sulfates d'alumine ne contenant pas de sulfate de zinc et de fer.

« Il est bien entendu que, pour convertir les sulfates de zinc, de fer, d'alumine en volume de la solution de carbonate de potasse, il faut avoir déterminé à l'avance le titre de ce carbonate par rapport à un poids connu de sulfate de zinc et de sulfate d'alumine pris séparément.

« Il faut de plus avoir dosé très-exactement par la baryte, la quantité d'acide anhydre, contenue dans une liqueur titrée d'acide sulfurique. »

148. — Séparation de l'alumine d'avec le peroxyde de fer; par M. Knop (*Journal für prakt. Chemie*, t. XXXIX, p. 58).

L'oxyde ferrique et l'alumine, qui se présentent si fréquemment ensemble, se séparent ordinairement en traitant leur précipité gélatineux par la potasse qui ne dissout pas l'oxyde ferrique. Néanmoins l'alumine retient toujours de petites quantités de fer. M. Knop a cherché à détruire l'affinité de ces deux oxydes, en changeant l'ordre de combinaison de l'un d'eux. Sachant, d'après les expériences de MM. Malaguti et Durocher, que le sulfhydrate d'ammoniaque précipite entièrement l'alumine (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 82), l'auteur traite la dissolution des deux métaux par ce sulfhydrate; le précipité est lavé avec de l'eau contenant un peu de sulfhydrate, et les deux oxydes sont séparés au moyen de la potasse additionnée de sulfhydrate d'ammoniaque. L'alumine, qu'on obtient ainsi, est complétement exempte de fer.

149. — Sur la séparation du nickel d'avec le cobalt; par M. Liebig (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXV, p. 244).

La solution des deux métaux est additionnée d'acide cyanhydrique, puis neutralisée par la potasse, ou ce qui revient au même, elle est traitée par du cyanure de potassium exempt de cyanate. Il se produit ainsi une liqueur jaune rougeâtre, qu'on soumet à l'ébullition; l'acide cyanhydrique en excès se dégage ainsi qu'une certaine quantité d'hydrogène, en même temps que le cyanure de cobalt se transforme en cobaltocyanure et le cyanure de nickel en nickelocyanure.

En ajoutant à la dissolution chaude de l'oxyde de mercure délayé dans l'eau, le nickel est précipité en entier à l'état d'oxyde. De neutre qu'elle était auparavant, la dissolution est devenue alcaline.

On lave convenablement le précipité et on le calcine pour chasser le mercure; le résidu est de l'oxyde de nickel pur.

Pour doser le cobalt qui est contenu en totalité dans la liqueur, on ajoute un excès d'acide acétique et l'on précipite, à chaud, par le sulfate de cuivre. Par une ébullition prolongée pendant quelque temps, le précipité devient plus cohérent et abandonne la potasse qu'il contiendrait sans cette précaution.

Le précipité est du cobaltocyanure de cuivre renfermant 3 équivalents de cuivre pour 2 équivalents de cobalt; la potasse déplace tout l'oxyde de cuivre de ce précipité; cette réaction fournit donc un moyen de doser le cobalt indirectement.

Pour doser ce métal directement, on calcine le cobaltocyanure de cuivre et on dissout le résidu dans de l'acide chlorhydrique contenant un peu d'acide nitrique, puis on précipite le cuivre par l'hydrogène sulfuré dont on chasse l'excès par l'ébullition, et on sépare le cobalt au moyen d'une lessive bouillante de potasse. Le précipité, bien lavé, est calciné et pesé.

Le cobalt ainsi réduit devient pyrophorique à l'air; il perd cette propriété pour peu qu'il renferme de nickel.

M. Liebig donne ensuite quelques indications sur une autre méthode qui a également pour objet la séparation du nickel d'avec le cobalt. Elle consiste à substituer l'emploi de l'ammoniaque à celui de la potasse qu'on ajoute à la dissolution métallique, après l'addition de l'acide cyanhydrique. En faisant bouillir la liqueur, il se forme du cobaltocyanure et du nickelocyanure d'ammonium. Quand on y ajoute du sulfure d'ammonium et du soufre, elle se colore en noir; au bout de quelque temps d'ébullition, elle devient incolore en déposant du sulfure de nickel. Le liquide surnageant est exempt de nickel, mais il renferme du cobaltocyanure et du sulfocyanure d'ammonium.

150. — Méthode de séparation du nickel d'avec le cobalt; par M. H. Rose (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXI, p. 545).

Après une savante et consciencieuse discussion des différents procédés qui ont été employés et une exposition succinte des expériences qu'il a entreprises pour arriver à une séparation nette de

ces deux métaux, l'auteur décrit sa méthode qui se fonde sur le fait suivant : lorsqu'on dirige un courant de chlore dans une dissolution de cobalt contenant un excès d'acide chlorhydrique, tout le métal se suroxyde, tandis que dans les mêmes circonstances le nickel reste intact.

Voici maintenant les détails de l'opération : on dissout les deux métaux dans un excès d'acide hydrochlorique et on étend de beaucoup d'eau. Un à deux grammes d'alliage ou d'oxyde exigent environ un litre d'eau. Le liquide est rose, même en présence d'un excès de nickel, le cobalt possédant un pouvoir colorant beaucoup plus considérable que le nickel.

On traite la dissolution par un courant de chlore jusqu'à refus, de manière que l'espace vide du flacon soit rempli de gaz chlore, puis on ajoute du carbonate de baryte en excès, qu'on laisse en contact pendant dix-huit heures au froid, avec la précaution d'agiter de temps en temps. Il se précipite du peroxyde de cobalt qu'on recueille ainsi que l'excès de carbonate de baryte, on lave à l'eau froide, on dissout à chaud dans l'acide chlorhydrique, et après avoir éliminé la baryte, il n'y a plus qu'à précipiter l'oxyde de cobalt par la potasse, laver et sécher pour avoir l'oxyde de cobalt pur qu'on réduit par l'hydrogène.

Le liquide d'où le peroxyde de cobalt s'est déposé est d'un vert pur, et ne renferme pas de cobalt. On en précipite le nickel par la potasse et on le dose par la méthode ordinaire.

M. Rose a fait faire beaucoup d'essais comparatifs, et il dit que la netteté des résultats a dépassé toutes ses espérances.

Le principe fécond qui sert de point de départ à cette méthode peut encore servir à la séparation de beaucoup d'autres métaux. On peut séparer ainsi le nickel d'avec le fer ou le manganèse, et le cobalt d'avec le zinc.

151. — Sur la méthode de M. Barreswil pour séparer le cobalt du manganèse; par M. Strecker (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXI, p. 219).

On sait que l'acide sulfhydrique précipite partiellement les sels de manganèse; M. Barreswil s'est basé sur cette propriété pour séparer le cobalt du manganèse. En conséquence, il propose d'ajouter au mélange salin de ces deux métaux, du carbonate de baryte et d'y

faire passer un courant d'acide sulfhydrique; le cobalt devait être précipité seul.

Mais, ainsi que l'a confirmé M. Strecker, l'acide sulfhydrique décompose partiellement le carbonate de baryte sous l'influence de l'eau; il se forme de l'hyposulfite de baryte, du bicarbonate de baryte, du sulfure de barium qui est soluble et qui précipite complétement les sels de manganèse, surtout sous l'influence de la chaleur.

La méthode proposée par M. Barreswil pour séparer le cobalt du manganèse est donc tout à fait inapplicable.

152. — Sur la séparation de l'étain d'avec l'antimoine; par M. H. Rose (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXI, p. 301).

L'auteur passe d'abord en revue les différentes méthodes usitées jusqu'à ce jour, et il trouve qu'aucune d'elles ne permet une séparation bien nette. Il décrit ensuite un nouveau procédé qui exige, comme il le dit lui-même, beaucoup de précautions; il avoue que malgré cela, les résultats n'atteignent pas un extrême degré d'exactitude.

Ce procédé est basé sur l'insolubilité du bi-antimoniate de soude et la solubilité du stannate de soude. Après avoir oxydé l'alliage par l'acide nitrique, on évapore et on fait fondre le résidu avec de l'hydrate de soude dans un creuset d'argent; puis on traite par l'eau. Quand le tout est devenu froid, on filtre et on lave bien. Si le liquide est trouble, on ajoute un peu de carbonate de soude qui le rend bientôt tout à fait limpide.

Les lavages ne doivent pas durer trop longtemps, car l'antimoniate de soude n'est pas absolument insoluble dans l'eau.

Cet antimoniate est dissous ensuite dans un mélange d'acides chlorhydrique et tartrique, puis précipité par l'acide sulfhydrique. Le sulfure obtenu est pesé.

Cependant M. H. Rose préfère doser l'antimoine à l'état métallique; il réduit le sulfure par l'hydrogène. Pour cela il le place dans un creuset en porcelaine, muni d'un couvercle percé d'un trou dans lequel s'engage un tube de porcelaine qui est destiné à amener l'hydrogène. On chauffe modérément tant que le creuset change de poids.

La dissolution de stannate de soude est rendue acide par l'acide hydrochlorique et décomposée par l'hydrogène sulfuré. Le sulfure obtenu est grillé et transformé en oxyde qu'on pèse.

Le grillage exige beaucoup de précautions, et, malgré tous les soins, on n'arrive pas à obtenir de l'oxyde d'étain bien blanc.

153. — Sur le dosage du chrome ; par M. Vohl (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXIII, p. 398).

MM. Frésénius et Will ont donné dans le temps un moyen rapide pour reconnaître la composition des différents minerais de manganèse riches en peroxyde. Ce procédé consiste à décomposer une quantité connue de minerai avec le double de son poids de bioxalate de potasse en présence de l'acide sulfurique. On arrive au poids de l'oxygène contenu dans le peroxyde, par celui de l'acide carbonique qui s'est dégagé.

La réaction s'opère dans un appareil convenablement disposé.

M. Vohl emploie la même méthode pour doser le chrome dont les différents composés doivent être transformés en acide chromique, qui constitue le point de départ. Si c'est un sel à base d'oxyde de chrome, M. Vohl propose de traiter la dissolution par de la potasse en excès, pour redissoudre le précipité d'hydrate qui se forme d'abord, puis de faire arriver un courant de chlore dans la liqueur. On évapore ensuite au bain-marie et on fait fondre dans un creuset de platine, pour décomposer le chlorate de potasse qui a pu se former. Le résidu n'est plus qu'un mélange de chromate de potasse et de chlorure de potassium que l'on traite par le bioxalate de potasse et l'acide sulfurique, en suivant les indications de MM. Frésénius et Will. Toutefois il est nécessaire d'ajouter au mélange un peu d'oxyde de mercure pour éviter le dégagement de chlore ou d'acide hydrochlorique.

Sachant qu'en présence de l'acide oxalique 2 équivalents d'acide chromique dégagent 6 équivalents d'acide carbonique pour se transformer en oxyde de chrome, il est facile de déduire la quantité de chrome par la quantité d'acide carbonique produite.

154. — Sur l'emploi de l'acétate ferreux comme moyen de séparation de l'argent ; par M. Kessler (*Journal de Pharmacie et de Chimie*, 3e série, t. XI, p. 86).

En versant une solution d'acétate ferreux dans du nitrate d'argent, l'argent se réduit avant l'acide nitrique ; il faut éviter un excès de cet acide de peur de redissoudre une partie de l'argent qui a été précipité.

155. — Emploi du chlorure d'or pour apprécier la présence d'une matière organique dans l'eau ; par M. Dupasquier (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIV, p. 626).

On a recommandé différents moyens pour constater, dans de l'eau potable ou non potable, des quantités de matières organiques supérieures aux quantités normales. M. Dupasquier après les avoir examinés tous, s'est arrêté au chlorure d'or, qui donne des résultats constants. Voici comment il faut procéder.

Dans un ballon de 20 à 25 grammes contenant l'eau à essayer, on verse du chlorure d'or de manière à communiquer à celle-ci une légère teinte jaunâtre ; puis on fait bouillir le liquide. Si l'eau ne contient que la quantité ordinaire de matière organique des eaux potables, elle conserve sa nuance jaunâtre, qui reste pure même en prolongeant l'ébullition. Si au contraire, l'eau renferme une proportion anormale de matière organique, l'eau brunit d'abord, puis elle prend une teinte violet bleuâtre, qui annonce la décomposition du sel d'or par la matière organique. La coloration un peu brunâtre du liquide, suffit pour donner la certitude que la matière organique dépasse la proportion ordinaire.

156. — Nouveau moyen pour reconnaître la présence et même approximativement la quantité du bicarbonate de chaux tenu en solution dans les eaux ; par M. Dupasquier (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIV, p. 628 et 808).

M. Dupasquier a recommandé l'année dernière (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 77) l'usage de la teinture de bois d'Inde, pour reconnaître la présence du bicarbonate de chaux dans les eaux de source. Ce réactif n'est bon qu'en l'absence des carbonates alcalins.

Le moyen que M. Dupasquier propose aujourd'hui, a précisément pour but de démontrer la présence ou l'absence de ces sels ; il consiste dans l'emploi comparatif de deux autres réactifs ; du sulfate de cuivre et du chlorure de calcium. Quand, par la coloration violette de la teinture de bois d'Inde, on a reconnu la présence d'un carbonate ou d'un bicarbonate, on fait deux nouveaux essais ; on prend deux verres pleins de la même eau et on verse dans l'un du sulfate de cuivre, dans l'autre du chlorure de calcium. Le bicarbonate de chaux décompose le sulfate de cuivre et n'a pas d'action sur le chlorure de calcium ; les carbonates alcalins, se comportent au contraire d'une manière inverse ; par conséquent une eau mi-

nérale qui colore le bois d'Inde en violet, et qui précipite le chlorure de calcium renferme des carbonates alcalins.

Si la quantité de bicarbonate alcalin devait être très-minime, il pourrait arriver que l'acide carbonique libre, qui dépasse toujours un peu la quantité nécessaire à la solution du carbonate de chaux, empêchât la précipitation de celui qui se forme au moyen du chlorure de calcium. On ne pourra donc être certain de l'absence du bicarbonate alcalin, même en quantité minime, qu'en chauffant le mélange sans porter à l'ébullition ; par ce moyen, l'acide libre se dégage sans que le carbonate de chaux tenu en dissolution se précipite, et s'il se précipite de ce sel, ce ne pourra être qu'aux dépens du bicarbonate alcalin décomposé par le chlorure de calcium.

157. — Sur les différences qui existent entre les dorures au mercure et les dorures électro-chimiques ; par M. Barral (*Annales de Chimie et de Physique*, 3e série, t. XX, p. 354).

Ces deux espèces de dorure se distinguent très-bien par le procédé suivant : on traite les objets dorés à froid ou à une douce chaleur, par de l'acide nitrique ; le cuivre se dissout, et il reste des pellicules d'or, conservant, quand l'attaque ne se fait pas trop énergiquement, la forme primitive des surfaces recouvertes. Les pellicules sont jaune d'or sur les deux faces quand elles proviennent de dorures faites, soit par le procédé galvanique, soit par simple immersion dans une dissolution alcaline d'or. Au contraire, les pellicules provenant de bronzes ou de bijoux dorés au mercure sont toujours d'une couleur rouge brun plus ou moins foncée, sur la face interne d'abord appliquée sur les objets recouverts.

La raison de cette différence est la suivante : l'amalgame d'or appliqué sur l'argent ou le cuivre, dissout, sur sa face interne, du cuivre ou de l'argent. Quand on soumet ensuite l'objet à une chaleur rouge, le mercure se volatilise ; il reste, à l'extérieur, de l'or pur, puis un alliage d'or et de cuivre, et enfin du cuivre ou de l'argent. Par l'action de l'acide nitrique, l'alliage abandonne de l'or très-divisé, sur la face interne des pellicules, et c'est ce qui les colore en rouge.

158. — Note sur un procédé pour dorer les roues des montres et des chronomètres ; par M. Philippe Plantamour (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIV, p. 784).

Pour mettre les roues des chronomètres, et particulièrement de

montres marines, à l'abri de l'influence oxydante extérieure et de celle qu'exerce l'huile sur le cuivre, M. Plantamour a imaginé un procédé pour dorer la partie en cuivre des roues sans attaquer le pignon d'acier. Ce procédé consiste à amalgamer la surface de la roue avec une dissolution de nitrate mercurique ammoniacal dans un grand excès de nitrate ammonique contenant de l'ammoniaque libre. L'amalgamation s'opère très-rapidement et complétement ; elle met la roue dans les meilleures conditions pour recevoir la dorure qu'on applique ensuite, au moyen de l'amalgame d'or, par les procédés ordinaires.

159. — Procédé pour extraire l'or des dissolutions de cyanure d'or et de potassium ayant servi à la dorure galvanique (*Revue scientifique*, t. XXIX, p. 235).

Ce procédé n'est appliquable qu'aux liqueurs aurifères préparées au moyen du cyanure de potassium.

Après avoir évaporé ces liqueurs et pulvérisé le résidu, on mélange ce dernier avec son volume de litharge, on introduit le tout dans un creuset de Hesse, et on chauffe au rouge vif; l'oxyde de plomb se réduit en partie, et le plomb métallique forme, avec l'or, un alliage qui se dépose au fond du creuset.

160. — Analyse du verre de Bohême qui sert aux tubes à combustion; par M. Th. Rowney (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXII, p. 83). — **Sur le même sujet;** par M. Otto (*ibid.*, t. LXII, p. 83).

Ce verre est composé de :

Silice	73,13
Chaux	10,43
Alumine	0,30
Peroxyde de fer	0,13
Oxyde de manganèse	0,26
Magnésie	0,46
Soude	3,07
Potasse	11,49

Un autre échantillon analysé par M. Otto, a donné :

Silice	74,0
Chaux	7,2

Alumine........ } Peroxyde de fer.. }	0,1
Potasse................................	18,5

Dans l'une et l'autre de ces analyses, le rapport de l'oxygène des bases est à celui de l'acide comme 1 : 6.

Nous avons déjà rendu compte d'un travail de ce genre, exécuté par M. Péligot (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 199).

161. — Nouveau procédé pour l'argentage du verre; par M. Choron (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXV, p. 396).

1° On étend une couche de nitrate d'argent dissous dans l'alcool à 38 degrés environ sur la surface qu'on veut argenter; 2° on expose cette couche au gaz ammoniac, jusqu'à cristallisation sur la surface du verre; 3° on trempe le verre ainsi préparé dans une dissolution alcoolique de nitrate d'argent, additionnée d'essence de girofle.

162. — Sur le verre aurifère; par M. H. Rose (*Annalen der Chemie und Physik*. t. LXXII, p. 556).

M. H. Rose confirme les résultats de M. Splittgerber (*Annuaire de Chimie*, 1845, p. 176) sur le verre aurifère. Il a analysé un verre fabriqué à Warmbrunn, en Silésie. Les matériaux employés à la fabrication sont :

Quartz........	32 kil.	On arrose le tout d'une dissolution de 8 ducats dans l'eau régale et on fait fondre.
Borax.........	6 »	
Nitre.........	6 »	
Minium.......	$\frac{1}{2}$ »	
Arsenic blanc...	$\frac{1}{2}$ »	

On sait que ce verre est incolore et qu'il devient d'un rouge rubis quand on le chauffe à l'air, dans l'oxygène ou dans l'acide carbonique. Au chalumeau il forme des gouttes incolores.

M. H. Rose attribue la coloration de ce verre à un silicate de protoxyde d'or qui abandonne une partie de son oxyde.

163. — Sur la composition chimique des matières employées dans la poterie; par M. Cosper (*Philosophical magazine*, 3e série, vol. XXXI, p. 435).

Un tableau renfermant l'analyse des terres à poterie généralement employées en Angleterre, et quelques indications très-vagues sur les

différentes couvertes métalliques, forment le fond de ce travail, qui nous a paru ne contenir aucun fait nouveau pour les arts céramiques.

164. — Analyse d'un alliage péruvien; par M. How (*Archiv der Pharmacie*, t. CI, p. 297).

Cet alliage a été trouvé dans le tombeau d'un Inca; il était composé de :

Or	38,93
Argent	54,82
Cuivre	5,80.

165. — Composition de quelques monnaies de bronze antique; par M. Erdmann (*Journal für prakt. Chemie*, t. XL, p. 371).

M. Erdmann a fait faire, dans son laboratoire, l'analyse de quelques monnaies grecques qui ont été recueillies en Grèce par le professeur Ross.

	I.	II.	III.	IV.
Étain	10,04	7,05	10,85	11,44
Plomb	1,50	16,54	5,53	0,00
Cuivre	88,46	76,41	83,62	87,96

	V.	VI.
Étain	3,28	10,242
Plomb	0,75	2,311
Or	traces.	traces.
Cuivre	95,96	86,762

	VII.	VIII.
Étain	11,58	9,61
Fer	0,27	1,18
Cuivre	87,87	88,81

Le n° I. Monnaie de l'Attique, a été analysée par M. A. Mitscherlich.

Le n° II. Monnaie athénienne de la période romaine, a été analysée par M. A. Mitscherlich et E. Schmid.

Le n° III. Monnaie athénienne, a été analysée par M. R. Wagner.

Le n° IV.	Monnaie d'un roi de Macédoine, a été analysée par M. Monse.	
Le n° V.	Monnaie d'Alexandre le Grand,	par M. E. Schmid.
Le n° VI.	«	par M. Wagner.
Le n° VII.	Monnaie attique,	par M. Ulich.
Le n° VIII.	«	par M. Held.

M. Gœbel a annoncé depuis longtemps que tous les bronzes qui sont originaires de l'ancienne Grèce ou de ses colonies, en Italie, en Égypte, en Asie, etc., etc., renferment du cuivre et de l'étain ou bien du cuivre, de l'étain et du plomb, mais jamais du zinc. Les analyses que nous venons de donner confirment entièrement cette opinion.

166. — Analyse d'un métal de cloche nickelifère; par M. Heyl (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXII, p. 85).

Cet alliage provenait de deux cloches qui faisaient partie du carillon de Darmstadt. Elles ont été coulées en 1670 à Amsterdam.

	I.	II.
Étain	21,67	21,06
Plomb	1,19	2,14
Cuivre	73,94	72,52
Nickel	2,11	2,66
Fer	0,17	0,15
Arsenic	traces.	traces.

167. — Alliage pour coussinets de locomotives (*Revue scientifique*, t. XXIX, p. 244.)

Cet alliage, connu sous le nom d'alliage métallique de Dewrance, est composé de 6 parties d'étain, 8 parties d'antimoine, et 4 parties de cuivre.

Une locomotive ayant des coussinets coulés en cet alliage, a parcouru 4480 lieues anglaises sans avoir besoin de réparation.

La Revue scientifique donne encore l'analyse d'une foule d'autres alliages qui ne présentent aucun intérêt scientifique, et qui sont en partie connus.

On y trouve en outre quelques recettes, par exemple : pour bron-

zer le cuivre et le laiton ; pour vernir des vases en cuivre, en laiton et en fer, de manière qu'on puisse y faire bouillir du liquide.

Nous renvoyons à ce recueil pour ces articles purement technologiques.

168. — Vernis pour préserver le fer de la rouille; par M. Zeni (*Journal für prakt. Chemie*, t. XXXVIII, p. 511).

80 parties de brique en poudre fine et 20 parties de litharge sont porphyrisées avec de l'huile de lin. On réduit le tout en pâte épaisse, et on délaye avec de l'essence de térébenthine. Le fer doit être décapé avant l'application du vernis.

169. — Sur un nouveau procédé pour améliorer le blanchiment au moyen des chlorures; par MM. Bobierre et Moride (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXV, p. 592).

Au sulfite alcalin que l'industrie a employé comme *antichlore*, les auteurs proposent de substituer le protochlorure d'étain dont le pouvoir absorbant, à l'égard du chlore, est bien connu : 7 grammes de ce chlorure absorbent 1 litre de chlore.

170. — Durcissement du plâtre; par M. Keating (*Journal für prakt. Chemie*, t. XL, p. 191).

M. Elsner a trouvé que le plâtre acquiert une plus grande dureté lorsqu'après la calcination on l'arrose avec une dissolution d'alun et qu'on le calcine de nouveau.

M. Keating emploie dans le même but une dissolution de 1 livre de borax et 9 livres d'eau ; il en imbibe le plâtre puis il le calcine pendant 6 heures. On a trouvé qu'en ajoutant à cette dissolution une livre de crème de tartre et 2 livres d'eau, l'effet se trouve augmenté.

MINÉRAUX, EAUX MINÉRALES.

---

171. — De l'intervention de la potasse ou de la soude dans la formation des chaux hydrauliques, des ciments, et en général des espèces minérales naturelles, produites par la voie humide; par M. KUHLMANN (*Annales de Chimie et de Physique*, 3e série t. XXI, p. 364).

Dans ce beau travail qui n'est qu'un résumé d'expériences très-étendues, et qui fait suite aux recherches sur les nitrates (voir *Annuaire de Chimie*, 1845, p. 478 et 1847, p. 637), M. Kuhlmann appelle l'attention sur le rôle des alcalis, dans la formation des espèces minérales, produites par voie humide.

Cette idée féconde l'a conduit à des applications très-heureuses, et au mode de génération des silex pyromaques, des agathes, des bois pétrifiés ainsi que des silicates calcaires et alumineux.

Ces derniers résulteraient de la décomposition des carbonates terreux par le silicate de potasse ou de soude; les agathes, au contraire, se formeraient par la décomposition lente, au contact de l'acide carbonique de l'air, des silicates alcalins dissous dans l'eau. Le néolithe, silicate de magnésie de formation récente, et qui vient d'être découvert par M. Scheerer (voir plus bas), pourrait peut-être fournir un intéressant exemple à l'appui.

Parmi les applications, nous trouvons la préparation artificielle des chaux hydrauliques par voie humide, en faisant intervenir la silice ou l'alumine dissoute dans l'eau, à la faveur de la potasse ou de la soude. Il se forme ainsi, au contact de la chaux délitée, des silicates et des aluminates qui ne sont pas délayées par l'eau, et qui possèdent les propriétés et la composition des chaux hydrauliques naturelles.

En mettant en contact la craie avec une dissolution de silicate alcalin, il s'opère, même à froid, une décomposition partielle; la pâte qui en résulte et qui renferme une certaine quantité de silicate de chaux, durcit peu à peu à l'air, et constitue une pierre artifi-

cielle qui, lorsqu'elle a été préparée convenablement, présente un mastic qu'on pourra utiliser dans la restauration des monuments.

La craie, en pâte naturelle, fournit une autre espèce de pierre, qui pourra servir dans l'impression lithographique. Des essais tentés dans cette direction promettent un succès complet.

La décomposition du plâtre par les silicates est encore plus prompte que ne l'est celle des carbonates; le plâtre moulé prend une grande dureté et un aspect lisse très-remarquable.

Les réactions des silicates alcalins sur la craie ou le plâtre ne sont pas des faits isolés; elles dérivent d'une loi qui n'est qu'une extension de celle de Berthollet, et que M. Kuhlmann formule ainsi : « toutes les fois que l'on met en contact un sel insoluble avec la dissolution d'un sel dont l'acide peut former avec la base du sel insoluble un sel plus insoluble encore, il y a échange, mais le plus souvent cet échange n'est que partiel. » Par application de cette loi, M. Kuhlmann a *silicatisé* non-seulement la craie, le plâtre, le carbonate de baryte, de strontiane et de magnésie, mais encore le phosphate de chaux, le carbonate et le chromate de plomb.

172. — Sur une méthode pour obtenir, par la voie sèche, des combinaisons cristallisées et sur ses applications à la reproduction de plusieurs espèces minérales; par M. Ebelmen (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXV, p. 279 et 661).

On sait que l'acide borique, le borax, l'acide phosphorique et les phosphates alcalins, dissolvent très-bien les oxydes métalliques, à une certaine température, et les abandonnent à une température de beaucoup supérieure, pour se volatiliser. Ces substances jouent donc, à l'égard des oxydes en dissolution, le rôle que joue l'eau à la température ordinaire, ou à des températures peu élevées, à l'égard des corps qu'elle tient en dissolution; très-souvent, en s'évaporant, elle abandonne ces corps à l'état cristallisé.

Ce rapprochement si simple a conduit M. Ebelmen à une méthode qui doit enrichir, la chimie de la voie sèche, d'un grand nombre de nouvelles combinaisons, qui établiront un lien de plus entre la chimie et la minéralogie.

En mêlant ensemble de l'alumine et de la magnésie à peu près dans les proportions qui constituent le spinelle, par exemple, puis y ajoutant de l'acide borique fondu, et exposant ce mélange à la température la plus élevée d'un four à porcelaine, on obtient des octaèdres réguliers qui possèdent la composition et les propriétés du spinelle.

Ces cristaux sont roses ou bleus, suivant qu'on ajoute à la masse un peu d'oxyde de chrome ou d'oxyde de cobalt.

M. Ebelmen a obtenu de même du cymophane Al^2O^3, GlO et plusieurs autres aluminates. Il a obtenu le composé Cr^2O^3, MgO cristallisé en octaèdres réguliers (voir p. 95, le Mémoire de M. Schweizer). Il a préparé plusieurs variétés de fer chromé, qui se présentaient toutes en octaèdres réguliers avec les mêmes caractères minéralogiques; par la composition, ils se rapprochent du spinelle et du composé Cr^2O^3, MgO.

A l'aide de cette méthode, M Ebelmen a obtenu de l'émeraude et du péridot cristallisés.

L'acide borique est trop volatil pour pouvoir servir à la cristallisation de l'alumine; dans ce cas, il faut employer du borax. En ajoutant un peu d'oxyde de chrome, on a obtenu des cristaux rouges de rubis, dont la forme est celle de certains cristaux de corindon hyalin.

173. — Sur l'isomorphisme polymère; par M. Naumann (*Journal für prakt. Chemie*, t. XXXIX, p. 196, et t. XL, p. 1).

Il résulte des deux articles critiques que M. Naumann a fait paraître sur cette question que, mieux que toute autre, la théorie de M. Scheerer (*Annuaire de Chimie,* 1847, p. 234), explique l'analogie de composition et de forme de la serpentine de Snarum avec la chrysolithe; mais que l'hypothèse qui tend à admettre le remplacement isomorphique de 1 équivalent de magnésie, par 3 équivalents d'eau, se trouve en défaut quand il s'agit de la cordiérite et de l'aspasiolithe. Il fait voir, en effet, que la constitution de ces deux minéraux exige plutôt l'isomorphisme de 1équivalent de magnésie avec 4 équivalents d'eau, et qu'en admettant même que MgO est isomorphe avec 5HO, on ne s'écarte pas encore des nombres fournis par l'analyse.

L'auteur discute ensuite les analyses de cinq autres silicates qui ont le plus de rapports avec la cordiérite. Parmi eux il y en a trois, la fahlunite, la praséolithe, et la chlorophyllite que l'on a rencontrés avec un noyau de cordiérite. Mais, ni ces trois minéraux, ni les deux autres, l'esmarkite et la bonsdorffite ne rentrent dans la théorie de M. Scheerer; et pour faire accorder leur forme avec leur composition, on pourrait tout au plus admettre que dans l'origine ils furent de la cordiérite.

Le tableau suivant fait voir que ce minéral n'avait qu'à fixer de l'eau pour produire les cinq silicates en question.

La formule de la cordiérite $3(SiO^3, R^2O^3) + 2SiO^3, 3(RO)$ représentée par Q, on a

Aspasiolithe............	$Q + \frac{5}{2}HO - \frac{1}{2}RO$
Esmarkite.............	$Q + 2HO$
Fahlunite.............	$Q + 3HO$
Bonsdorffite...........	$Q + 4HO$
Chlorophyllite..........	$Q + \frac{4}{3}HO + \frac{2}{3}RO$
Praséolithe............	$Q + 3HO + RO$.

174. — Suite aux recherches sur la présence de l'eau basique dans le règne minéral; par M. SCHEERER (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXIX, p. 535). — **Sur la constitution chimique des augites, amphiboles, etc.**; par le même (*ibid.*, t. LXX, p. 411 et p. 545). — **Revue des formules dans lesquelles l'isomorphisme polymère doit intervenir**; par le même (*ibid.*, t. LXXI, p. 172 et p. 445). — **Essai sur un système de minéralogie, d'après le principe de M. Berzélius**; (*ibid.*, t. LXXI, p. 477). — **Coup d'œil comparatif sur les silicates naturels, d'après le rapport de l'oxygène de leurs éléments constituants**; par M. RAMMELSBERG (*idem.*, t. LXXII, p. 95).

M. Scheerer et M. Rammelsberg ont publié, chacun à son point de vue, des classifications de minéraux. Comme ces classifications ne renferment aucun fait nouveau, nous nous bornerons à renvoyer le lecteur aux mémoires originaux.

Dans une communication sans détails (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXI, p. 172), M. Scheerer annonce qu'il se propose de publier une série d'observations sur l'isomorphisme polymère. Il engage le lecteur à ne s'en tenir, pour le moment, qu'au rôle, en quelque sorte, *mécanique* de cet isomorphisme, et à considérer son rôle chimique comme indéterminé.

175. — Étude de quelques phénomènes présentés par les roches, lorsqu'elles sont amenées à l'état de fusion; par M. DELESSE (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXV, p. 545).

Un premier mémoire vient de paraître sur cette matière : il a pour objet les propriétés des verres fournis par les roches exposées à la chaleur des fours de verrerie.

Les recherches de M. Delesse lui permettent d'établir ce qui suit :

« Quand les roches passent de l'état cristallin à l'état vitreux, elles éprouvent une diminution de densité qui, toutes choses égales, est d'autant plus grande qu'elles ont plus de silice et d'alcali, et qui, au contraire, paraît être d'autant plus petite qu'elles ont plus d'oxyde de fer, de chaux, et d'alumine.

« En rangeant ces roches par ordre de diminution de densité, celles qu'on regarde comme les plus anciennes se trouvent généralement les premières, tandis que les plus modernes sont les dernières, et en tout cas leur ordre de diminution de densité est à peu près l'ordre inverse de leur fusibilité. »

Les diminutions de densité d'une même famille sont quelquefois assez variables.

176. — Sur la constitution chimique et minéralogique des roches des Vosges ; par M. Delesse (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIV, p. 290, et t. XXV, p. 364).— **Même sujet ;** par M. Rivière (*ibid.*, t. XXV, p. 201).

Dans ce travail, M. Delesse a suivi la méthode de M. Cordier ; il a commencé par triturer les roches cristallisées qu'il a étudiées. Il a ensuite séparé, sous le micoscrope, les éléments cristallins de ces roches, et il a analysé chacun d'eux.

Les nombreuses analyses qu'il a faites lui ont permis d'établir le principe suivant :

« Le plus généralement, les roches de même âge ont même composition chimique et minéralogique ; et réciproquement des roches ayant même composition chimique et formées de minéraux identiques, associés de la même manière, ont même âge. »

177. — Sur l'hyalite artificielle et l'hydrophane ; par M. Ebelmen (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXV, p. 854).

M. Ebelmen revient sur l'hydrophane et l'hyalite, que le premier, il a su obtenir artificiellement, et dont il a été question dans l'*Annuaire de Chimie*, 1846, p. 306.

En mêlant à l'éther silicique des dissolutions alcooliques de matières colorées, on obtient des teintes variées. Avec le chlorure d'or, et en présence de la lumière diffuse, la silice se colore en jaune topaze, et acquiert au bout de quelque temps l'aspect de l'aventurine, par les lamelles d'or qui s'y développent.

Exposée à la lumière solaire, cette aventurine se colore en bleu, en violet ou en rose, tout en restant transparente.

Les hydrophanes artificielles deviennent, presque toujours, transparentes à l'air humide; à 30° ou 40°, elles commencent par devenir opaques en perdant de l'eau. Quand on continue à les sécher à la même température, elles redeviennent presque transparentes. A cette température, elles perdent en eau 45 pour 100 du poids de l'hydrophane sèche.

Cette substance desséchée absorbe les gaz chlorhydrique, ammoniac et hydrogène sulfuré.

La silice diaphane que M. Ebelmen compare à l'hyalite, diffère de ce minéral en ce qu'elle est moins dure et qu'elle renferme près de 22 pour 100 d'eau ; à 115° elle devient légèrement opaline et perd son eau qu'elle reprend, à quelques centièmes près, par l'exposition à l'air, mais sans recouvrer sa transparence.

178. — Sur le stiblite; par MM. Blum et Delffs (*Journal für prakt. Chemie*, t. XL, p. 318).

Le stiblite n'est autre chose que de l'antimoniate d'oxyde d'antimoine; il se rencontre à Losacio en Espagne, à Felsobanya et Kremnitz en Hongrie, et à Gold Kronach en Bavière; on le trouve aussi dans le Mexique. Il constitue des masses transparentes, et poreuses partiellement. Dureté 5,5, densité 5,28; il est opaque et d'un aspect gras; sa rayure est jaunâtre et brillante; il est composé de :

Antimoine	75,83
Oxygène	19,54
Eau	4,63

On en déduit la formule :

$$SbO^5, SbO^3 + 2aq.$$

Les auteurs doutent que l'eau fasse partie de la combinaison.

179. — Sur l'antimonite de mercure natif; par M. Domeyko (*Rapport annuel sur les progrès de la Chimie*, 6e année, p. 220, et *Annales des Mines*, 4e série, t. VI, p. 183).

Ce minéral est en poudre rouge et se rencontre dans toutes les mines de mercure du Chili. Le minerai de mercure se trouve

toujours mêlé aux $\frac{3}{4}$ d'une gangue formée en majeure partie d'hydrate de fer et de quartz. C'est ce minerai qui renferme l'antimonite de mercure, accompagné de cuivre carbonaté et de sulfantimonite de cuivre et de mercure.

Sa couleur rouge l'a fait passer pour du cinabre jusqu'à ce que M. Domeyko eût constaté sa véritable nature. Ce minéral est composé de :

	Illapel.	Punitagni.
Acide antimonieux......	21,2	2,8
Oxyde de mercure.......	23,8	4,5
Peroxyde de fer........	38,0	3,4
Silice.................	45,0	11,2
Eau et perte...........	42,0	14,0

180. — Sur la monazite et la monazitoïde, nouveau minéral; par M. Hermann (*Journal für prakt. Chemie*, t. XL, p. 21).

M. Berzélius et M. Kersten ont signalé la thorine dans la monazite ; M. Hermann assigne à la monazite la formule :

$$3\left\{\begin{matrix}CeO\\LnO\end{matrix}\right\}PhO^5,$$

et il n'a pu en extraire de la thorine.

Monazitoïde. — Ce minéral ressemble si intimement à la monazite, qu'il est difficile de lui tracer des caractères extérieurs bien déterminés. Il accompagne toujours l'yttéroilménite, l'uranotantalite et la colombite. Il a été découvert dans un gisement d'uranotantalite à l'est du lac Ilmen, près de Miask.

La monazitoïde est souvent associée à la monazite, elle cristallise dans deux formes ; l'une est la même que celle de la monazite, c'est-à-dire un prisme rhomboïdal oblique de 92° 30′ ; l'autre forme consiste en octaèdres, dont le noyau primitif est également un prisme oblique rhomboïdal ; cette forme est importante, en ce qu'elle n'a pas encore été observée chez la monazite.

Les cristaux octaédriques sont ordinairement petits ; les cristaux prismatiques, au contraire, sont grands et plus développés que ceux de la monazite.

Le caractère extérieur le plus frappant pour distinguer ces deux minéraux, est leur couleur ; la monazitoïde est brune, la monazite est rouge.

La monazitoïde possède une cassure d'un éclat résineux; la cassure de la monazite est matte et terreuse; la dureté de la monazitoïde est celle de l'apatite, sa densité est de 5,281.

Elle est composée de :

		Oxygène.	
Oxyde de cérium	49,35	7,31	10,78
Oxyde de lanthane	21,30	3,04	
Chaux	1,50	0,43	
Acide phosphorique	17,94	10,05	
Substance semblable à l'acide tantalique	6,27		
Eau	1,36		
Magnésie, Protoxyde de fer	traces.		

M. Hermann en déduit la formule

$$5\left\{\begin{matrix} CeO \\ LnO \end{matrix}\right\} PhO^5,$$

et il fait observer que la substance tantalique remplace, dans la monazitoïde, l'acide stannique de la monazite.

181. — Sur la composition de l'yttérotantalite noir d'Ytterby; par M. de Peretz (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXII, p. 155).

Sa densité est de 5,67, à la température ordinaire, elle devient 6,40 après la calcination.

Le minéral calciné est composé de :

Acide tantalique	58,65
Acide tunsgtique	0,60
Chaux	7,55
Magnésie	1,40
Protoxyde d'urane	3,94
Protoxyde de fer	6,29
Yttria	21,25
Oxyde de cuivre	0,40

A l'occasion de cette analyse, M. H. Rose annonce qu'on rencontre à Ytterby, une orthite tellement semblable à l'yttérotantale, qu'il est

impossible de distinguer les deux minéraux par leurs caractères extérieurs, ce n'est qu'après avoir obtenu de la silice au lieu de tantale qu'il recherchait, que M. H. Rose reconnut la différence de ces deux minéraux.

182. — Sur la composition de l'yttérotantalite d'Ytterby; par M. H. Rose (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLII, p. 143).

M. Rose annonce que l'yttérotantalite d'Ytterby possède la même composition, la même densité et les mêmes acides métalliques, que la tantalite de Finlande.

183. — Sur la composition de l'uranotantale, de l'yttéroilménite et de la colombite de Sibérie (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXI, p. 157).

L'uranotantale, l'yttéroilménite et la colombite de Sibérie, ont été analysés sous les yeux de M. Henri Rose, par ses élèves, MM. de Peretz et Bromeis.

Voici les résultats qu'il communique :

Analyse de l'uranotantale, par M. de Peretz.

	I.	II.	III.
Acide métallique	56,38	56,00	55,91
Magnésie	0,80	0,75	0,75
Chaux et oxyde manganeux	0,92	1,02	1,88
Protoxyde de fer	15,43	15,90	15,94
Bioxyde d'urane	14,16	16,70	16,77
Yttria	9,15	11,04	8,36
Bioxyde de cuivre	»	traces.	»

M. de Peretz a trouvé, pour un échantillon d'yttéroilménite, remis par M. Hermann :

	I.	II.
Acide ilménique	61,33	57,813
Acide titanique	1,50	5,901
Oxyde de cérium / Oxyde de lanthane	»	2,273
Yttria	19,74	18,302
Protoxyde d'urane	5,64	1,869
Protoxyde de fer	8,06	13,613

Protoxyde de manganèse.	1,00	0,330
Chaux.	2,08	0,500
Eau.	1,66	»

Nous avons communiqué (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 266), une analyse du même minéral, par M. Hermann.

Analyse de la colombite de Sibérie, par M. Bromeis.

Acide métallique.	78,599
Protoxyde de fer.	12,761
Protoxyde de manganèse. . . . } Yttria. . . . . }	4,483
Magnésie.	3,011
Chaux.	0,753
Bioxyde d'urane.	0,564
Bioxyde de cuivre.	0,004

184. — Sur la tantalite des environs de Limoges; par M. Damour (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXV, p. 673).

La tantalite dont le gisement s'est, jusqu'ici, trouvé restreint à un petit nombre de localités, a été rencontrée dans une carrière près de Chanteloup.

Elle forme un noyau amorphe engagé dans un feldspath blanc jaunâtre. Noir bleuâtre à la surface, elle est noir luisant dans la cassure fraîche. Elle raye le verre; sa densité est de 7,651.

L'analyse a donné

		Oxygène.	Rapports.
Acide tantalique.	0,8298	0,0958	3
Oxyde d'étain.	0,0121	»	»
Protoxyde de fer.	0,1462	0,0332	1
Protoxyde de manganèse.	traces.	»	»
Silice.	0,0042	»	»

M. Damour propose la formule

$$Fe^2O^3,TO^2,$$

en admettant que l'acide tantalique soit isomorphe avec l'acide titanique.

185. — Recherches sur quelques minéraux contenant des acides semblables à l'acide tantalique, par M. Th. Scheerer (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXII, p. 561).

Les minéraux de ce genre examinés, jusqu'à ce jour, par M. Scheerer sont : l'eukolite (nouvelle espèce), le woehlerite, l'euxénite, le polykrase, du péchurane cristallisé et un minéral contenant du protoxyde d'urane et du protoxyde de manganèse.

Tous ces minéraux renferment des acides qui ne paraissent pas différer des acides niobique et pélopique.

Eukolite. — M. Scheerer a déjà décrit ce minéral, sous le nom de *woehlerite brun.* Il paraît être, en effet, un woehlerite dans lequel la majeure partie de la zircone est remplacée par du sesquioxyde de fer. Cependant les autres éléments y sont contenus dans des proportions autres que dans le woehlerite.

Voici, au reste la composition des deux :

	Eukolite.		Woehlerite.	
Silice	47,85	.....	30,62	
Acides métalliques. / Zircone	14,05	.....	29,64	(15,17 de zircone.)
Sesquioxyde de fer	8,24	.....	2,12	
Chaux	12,06	.....	26,19	
Protoxyde de cérium	2,98	.....	»	
Soude	12,31	.....	7,78	
Protoxyde de manganèse	1,94	.....	1,55	
Magnésie	traces.	.....	0,40	
Eau	0,94	.....	0,24	

L'auteur pense qu'il est possible que le woehlerite renferme des traces de cérium.

Euxénite. — Le minéral dont M. Scheerer publie l'analyse diffère, par sa densité, de celui qu'il a déjà décrit sous ce nom. Il a été trouvé dans les environs de Tvedenstrand :

	Minéral de Tvedenstrand.		Euxénite de Joelster.
Acide titanique... / Acides métalliques.	53,64	.....	57,60
Yttria	28,97	.....	25,09

Protoxyde d'urane.....	7,58	.....	6,34
» de cérium...	2,91	.....	3,14
» de fer.......	2,60	.....	»
Chaux...............	»	.....	2,47
Magnésie............	»	.....	0,29
Eau.................	4,04	.....	3,97

Densité...... 4,73, 4,76, 4,60.

L'euxénite de Joelster renferme beaucoup plus d'acide titanique que celui de Tvedenstrand, néanmoins M. Scheerer ne doute pas de l'identité des deux minéraux.

L'euxénite se rapproche du polikrase par sa forme cristalline; cette propriété, jointe à la composition, place ces deux minéraux à côté de la samarskite et de la colombite (voir plus haut).

Les deux premiers cristallisent en prismes rhomboïdaux d'environ 140°, surmontés d'une pyramide dont l'arête culminante obtuse est à peu près de 136°. L'angle du prisme de la samarskite est de 135 à 136°, et l'arête culminante obtuse de la colombite est de 150°.

Le *péchurane cristallisé* est toujours accompagné d'un minéral renfermant les acides niobique et pélopique, du protoxyde d'urane et du protoxyde de manganèse; il ne peut en être distingué que par l'analyse.

La densité du péchurane est de 6,71, sa composition est :

Oxyde d'urane vert.................	76,6
Oxyde de plomb..... / Acides métalliques... / Silice.............	15,6
Manganèse oxydé....................	1,0
Eau................................	4,1
Perte et roche.....................	2,7

M. Scheerer laisse indécise la question de savoir si les acides métalliques y sont essentiels, ou s'ils ont été introduits par le minéral adhérent.

Le péchurane cristallise en octaèdres réguliers modifiés par les faces du cube; il est très-efflorescent ainsi que le minéral qui l'accompagne.

186. — Sur les acides de la colombite de l'Amérique septentrionale; par M. H. Rose (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXX, p. 572).

Ce minéral possède la même forme cristalline que celui de Bodenmais; mais il s'en distingue par son poids spécifique. Au reste, cette propriété varie dans les différents cristaux d'un seul et même minéral. La densité du cristal le plus pesant de la colombite d'Amérique correspond à celle du cristal le plus léger de la colombite de Bodenmais.

Le minéral américain renferme surtout de l'acide niobique et de l'acide pélopique. La quantité de ce dernier est moindre que dans le minéral de Bodenmais. Comme l'acide pélopique est plus dense que l'acide niobique, on comprend pourquoi le minéral de la colombite de Bodenmais est plus dense que la colombite d'Amérique.

187. — Analyse d'une variété de spath pesant; par M. Frésénius (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXIII, p. 390).

Cette variété de sulfate de baryte se rencontre en masses à Naurod, dans le duché de Nassau. Elle est transparente et nacrée; sa couleur est grise.

Sulfate de baryte.	89,47
Sulfate de strontiane.	1,85
Silice.	8,15
Peroxyde de fer.	0,29
Eau.	0,08

On voit qu'elle diffère des autres variétés de spath par la silice qu'elle contient.

188.—Analyse chimique d'un calcaire à gryphites; par M. Bley (*Archiv der Pharmacie*, t. XCIX, p. 20).

L'échantillon examiné, recueilli à Quedlinbourg, était d'un bleu très-foncé et d'une dureté considérable.

Carbonate de chaux.	46,16
Carbonate de magnésie.	8,09
Alumine.	2,25
Peroxyde de fer.	9,50
Silice et trace d'oxyde de manganèse.	34,00

189. — Analyse du spath et de la sphérosidérite; par M. SCHNABEL (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXI, p. 516).

Le spath incolore et bien cristallisé est originaire de Brilon. La sphérosidérite a été recueillie dans le basalte, non loin de Siegen.

Spath.		Sphérosidérite.	
Chaux.............	55,3	Chaux.............	0,08
Magnésie...........	0,13	Magnésie...........	0,24
Acide carbonique....	43,52	Oxyde ferreux.......	43,59
Eau...............	1,07	Oxyde manganeux...	17,87
		Acide carbonique....	38,22

M. Schnabel en déduit les formules :

$$(Ca,Mg)O + CO^2$$

pour le spath ; et

$$(FeO,MnO,CaO,MgO)\ CO^2$$

pour la sphérosidérite.

190. — Sur la prédazzite; par M. DAMOUR (*L'Institut*, 1847, n° 726, p. 391).

Il résulte des nouvelles analyses de M. Damour que la prédazzite ne doit pas être considérée comme une espèce minérale distincte; mais qu'elle représente plutôt une roche calcaire renfermant un mélange d'hydrate magnésique, en proportions très-variables, et qu'elle contient accidentellement de l'hydrocarbonate de magnésie, sous forme de concrétions, dans les fentes de ses masses altérées.

191. — Nouveau minéral (des Açores); par M. TESCHEMACHER (*L'Institut*, 1847, n° 714, p. 295).

On trouve ce minéral à Saint-Michel (Açores), où il a été observé dans un bloc de transport volcanique. Il se présente, généralement, en petits cristaux sous forme d'octaèdres obtus, dont l'axe vertical est plus court que l'axe transversal; on l'a observé aussi en prismes qui avaient la hauteur de ces octaèdres. Cassure vitreuse sans clivage. L'analyse a prouvé que c'est du colombate de chaux pur.

192. — Sur la composition de la némalite; par M. Connell (*Journal für prakt. Chemie*, t. XL, p. 234).

Ce minéral a été considéré diversement jusqu'à ce jour. Pour les uns c'était un carbonate, pour d'autres un silicate; enfin, dans ces derniers temps, on l'a rangé dans la catégorie des hydrates. M. Connell l'a trouvé composé de :

Magnésie	57,86
Oxyde de fer	2,84
Silice	0,80
Eau	27,96
Acide carbonique	10,00

Il établit la formule :

$$5(MgO, HO) + MgO, CO^2, HO.$$

193. — Sur la présence de la boracite dans une mine de sel gemme; par M. Karsten (*Journal für prakt. Chemie*, t. XL, p. 310).

Ce minéral a été trouvé dans un trou de sondage des salines de Strassfurth. Il est amorphe, et se présente en masses blanches compactes; sa densité est de 2,9134 à 12°; sa dureté varie entre 4 et 5.

M. Karsten admet que la boracite fait partie constituante de la roche. Il trouve dans ce fait l'explication des dégagements d'acide borique, et il s'attend à voir constater la présence de la boracite compacte dans d'autres dépôts de sel gemme.

194. — Sulfate d'alumine natif; par M. Hérapath (*Journal für prakt. Chemie*, t. XL, p. 234).

Ce minéral se rencontre en grande quantité dans la Nouvelle-Galles du sud. Il constitue des prismes microscopiques réguliers à quatre pans, solubles dans l'eau. La dissolution présente une réaction acide. L'analyse a conduit à la formule

$$3SO^3 + Al^2O^3, 18HO,$$

qui est celle de l'alumine sulfatée déjà connue.

195. — Sur la voelcknérite, nouveau minéral et l'hydrargillite; par M. Hermann (*Journal für prakt. Chemie*, t. XL, p. 11). — **Sur l'hydrargillite;** par M. Kobell (*ibid*, t. XLI, p. 152).

La *voelcknérite* s'est trouvée dans les mines de Schischimsk, dans

le district de Slatoust, implanté dans le talcschiste. Elle se présente, le plus habituellement, en lamelles nacrées mêlées de cristaux de fer magnétique ; quelquefois aussi la voelcknérite cristallise en tables prismatiques à bases d'hexagone modifiées par une face terminale droite. Ces prismes se clivent parfaitement suivant la face terminale ; ils sont blancs, nacrés, et d'un toucher gras ; leur densité est de 2,04.

M. Hermann assigne à la voelcknérite la formule :

$$6MgO + Al^2O^3 + 15HO = Al^2O^3, 3HO + 6(MgO, 2HO).$$

Hydrargillite. — Ce minéral, examiné jusqu'à ce jour au point de vue cristallographique, a été soumis à l'analyse par M. Hermann, qui a déduit la formule Al^2O^3, 3HO de sa composition :

Eau	34,54
Acide phosphorique	1,43
Alumine	64,03

Cette formule est aussi celle admise pour la gibsite.

L'identité de composition de l'hydrargillite et de la gibsite a engagé M. Hermann à reprendre l'analyse de cette dernière. Le minéral qu'il a examiné, originaire de Richmont, comme celui que MM. Thomson et Torry ont considéré comme $Al^2O^3 + 3HO$, a fourni des résultats analytiques qui conduisent à la formule :

$$PhO^5, Al^2O^3 + 8HO.$$

Pour séparer l'acide phosphorique de l'alumine, M. Hermann dissout le minéral dans l'acide chlorhydrique, puis il neutralise par de la chaux : le précipité obtenu, en ajoutant de l'ammoniaque, est traité par de l'hydrate de soude pour en extraire l'alumine. Le phosphate de chaux constitue le résidu.

De son côté, M. Kobell a examiné une variété d'hydrargillite provenant de Villa-Rica (Brésil). Sa densité était de 2,34. Sa composition s'accorde avec la formule adoptée par M. Hermann pour l'hydrargillite trouvé dans le talc schisteux des mines de Schischimsk ; cet échantillon avait une densité de 2,38.

196. — Sur la hauerite; par M. Haidinger (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXX, p. 148).

Cette nouvelle espèce minérale a été trouvée il y a deux ans dans

une mine de soufre à Kalinka, en Hongrie. Elle se présente en cristaux du système régulier empâtés dans de l'alumine ou du gypse. Sa dureté est celle du spath fluor; sa densité est de 3,463.

Son isomorphisme avec la pyrite S^2Fe, et sa composition conduisent à la formule S^2Mn, qui d'ailleurs se justifie par l'analyse suivante faite par M. de Patera.

Soufre	54,80
Manganèse	45,19.

197. — Sur un échantillon de pyrolusite; par MM. Schwarzenberg et Engelhardt (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXI, p. 262).

On exploite, depuis quelque temps, près de Battenberg (Hesse), un minerai de pyrolusite qui se distingue par la netteté de sa cristallisation.

Quatre dosages, faits par le procédé de MM. Frésénius et Will, ont donné une moyenne de 96,45 pour 100 de peroxyde de manganèse pur.

198. — Sur un nouveau minéral composé de phosphate de fer, de manganèse et de soude; par M. Damour (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXV, p. 670).

Ce minéral est originaire des pegmasites de Chanteloup, sa cassure est lamelleuse; il présente trois clivages rectangulaires entre eux.

Il raye la chaux fluatée, sa densité est de 3,468.

Six analyses ont donné en moyenne :

			Oxygène.	Rapports.
Acide phosphorique	0,4125		0,2311	10
Sexquioxyde de fer	0,2562		0,0785	3
Protoxyde de manganèse	0,2308	0,0518	0,0658	3
Soude	0,0547	0,0140		
Eau	0,0265		0,0235	1
Silice	0,0060			
Peroxyde de manganèse	0,0106			
	0,9973			

M. Damour en déduit la formule :

$$PhO^5(MnO, NaO)^3 + PhO^5, Fe^2O^3 + HO.$$

199. — Sur trois variétés de fer météorique; par M. TROOST (*L'Institut*, 1847, n° 725, p. 383).

M. Troost donne quelques détails sur trois variétés de fer météorique de différentes localités.

Deux de ces météorites renferment beaucoup de nickel, et l'un d'eux n'est qu'une accumulation d'octaèdres et de tétraèdres.

200. — Analyse du fer météorique du Texas et de Lockport; par MM. SILLIMANN et HUNT (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXI, p. 544).

Fer météorique du Texas.		Fer météorique de Lockport.	
Fer	90,911	Fer	92,583
Nickel	8,462	Nickel	5,708
Phosphore, carbone, cuivre et antimoine	0,500	Cuivre... Arsenic..	traces.
		Résidu	1,4

M. Shepard, qui a fait depuis longtemps, l'analyse de l'échantillon du Texas, a trouvé 90,020 pour 100 de fer et 9,674 de nickel.

201. — Sur le fer météorique de Braunau; par M. HAIDINGER (*Annalen der Physik und Chemie,* t. LXXII, p. 580). — **Analyse du fer météorique de Braunau;** par MM. DUFLOS et FISCHER (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXII, p. 475 et 575).

Cette masse météorique, récemment tombée à Braunau, se distingue de toutes celles observées jusqu'à ce jour par sa structure cristalline; elle possède, en effet, un clivage cubique presque aussi facile que celui de la galène.

100 parties contiennent :	
Fer	91,882
Nickel	5,517
Cobalt	0,529
Cuivre, Manganèse, Arsenic, Calcium, Magnésium, Silicium, Carbone, Chlore, Soufre	2,072

M. Fischer y a constaté en outre, des noyaux de sulfure de fer, contenant un peu de carbone, du phosphore et du chrome.

202. — Sur la pistomésite et le mésitinspath; par M. Breithaupt (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXX, p. 146).

La pistomésite existait depuis longtemps, sous le nom de fer spathique, dans les collections de l'académie de Freyberg. Le hasard a appelé l'attention de M. Breithaupt sur sa véritable nature. Sa forme primitive est un rhomboèdre aplati; de 107° 18′. Sa dureté varie entre $4\frac{3}{4}$ à 5. Sa densité se trouve entre 3,412 et 3,417. Il jouit d'un éclat vitré et il est légèrement transparent.

L'analyse faite par M. Fritzsche a donné la composition suivante :

Oxyde de fer	33,92
Magnésie	21,72
Acide carbonique	43,62

D'où l'on déduit la formule

$$FeO, CO^2 + MgO, CO^2,$$

qui représente la composition du mésitinspath.

Cette circonstance a engagé M. Breithaupt à faire répéter l'analyse du mésitinspath de Traverselle; il en est résulté la formule :

$$2(MgO, CO^2) + FeO, CO^2,$$

basée sur les données suivantes :

Oxyde de fer	24,18
Magnésie	28,12
Chaux	1,30
Acide carbonique	45,76

M. Gibbs (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXI, p. 566), est arrivé à une formule identique pour l'analyse d'un échantillon de spath, qui était originaire de la même localité.

203. — Nickel arsenico-sulfuré; par MM. Wackenroder et Ludwig (*Journal für prakt. Chemie*, t. XL, p. 318).

Ce minéral a été recueilli dans un gisement près d'Oelsnitz, en Saxe. Il s'y trouve en masses compactes, avec une variété d'amphi-

bolite, qui fait partie d'une formation de grauwacke. Il était tellement pénétré de fer spathique, qu'on ne pouvait pas l'en débarrasser entièrement; et si l'on fait abstraction de l'acide carbonique, du manganèse et de la chaux qu'il renferme, sans doute à l'état de spath, on obtient des nombres qui s'accordent entièrement avec la formule :

$$NiS^2 + 2(Ni, As).$$

204. — Analyse de quelques minerais de nickel et de cobalt; par M. Schnabel (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXI, p. 516).

	Minerai de nickel, provenant de l'usine de Wissenbach, près de Dillenbourg.	Cuivre nickelifère de l'usine d'Isabelle, près de Dillenbourg.	Nickel du commerce.
Nickel	55,575	0,69	89,35
Cuivre	2,925	97,49	7,96
Fer	0,600	0,31	2,69
Arsenic	31,975	»	
Soufre	7,955	0,140	
Résidu insoluble	0,125	»	
Perte	0,845	»	
Silicium	»	1,350	

	Minerai de cobalt de l'usine de Philippshoffnung, près de Siegen.
Soufre	23,93
Arsenic	37,13
Cobalt	24,70
Fer	12,36
Matière insoluble et perte	1,86

205. — Analyse de quelques produits nickelifères; par M. Wille (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLII, p. 189).

	I.	II.	III. *a*	III. *b*	IV. *a*	IV. *b*
Soufre	7,00	5,10	1,19	0,10	»	»
Cuivre	71,00	76,80	83,25	96,98	83,00	87,75
Nickel	10,00	13,60	12,82	2,99	12,10	7,85
Fer	11,00	4,00	3,40	0,20	0,80	0,30
Oxygène	—	—	—	—	3,70	2,58
Cobalt et arsenic	—	—	—	—	trace	trace

I. Échantillon de cuivre brut, obtenu par la fusion de la raclure

de cuivre, qui provient de l'affinage de ce métal dans l'usine de Riechelsdorff.

II. Cuivre affiné retiré du n° I.

III. Autre échantillon de cuivre affiné, retiré également de la raclure; il a été préparé dans l'usine de Frédéric à Riechelsdorff : *a* est l'analyse du gâteau supérieur, *b* est celle du gâteau inférieur.

IV. Cuivre affiné, retiré du cuivre brut, à l'usine de Frédéric : *a* désigne le gâteau supérieur, *b* le gâteau suivant.

206. — Analyse du zinc oxydé rouge; par M. Whitney (*Annalen der Physik und Chemie,* t. LXXI, p. 169).

M. Whitney a analysé deux variétés de zinc oxydé rouge, d'origine différente. Il s'agissait de savoir si ce minéral est de l'oxyde de zinc coloré par du manganèse, ou si c'est une combinaison.

Échantillons provenant du minerai de fer du fourneau de Franklin.		Échantillon provenant de Sterling.	
Oxyde de zinc et traces de manganèse	94,45	Oxyde de zinc	96,19
Résidu non attaqué (Franklinite)	4,49	Sesquioxyde de manganèse	3,70
Perte	1,09	Non décomposé	0,10

Les résultats de ces analyses ne permettent pas de décider la question.

207. — Analyse de la mendipite; par M. Schnabel (*Annalen der Physik und Chemie,* t. LXXI, p. 516).

La substance a été séchée à 120°.

Plomb	85,69	
Chlore	9,87	$PbCl + 2PbO$.
Oxygène	4,44	

208. — Analyse d'une galène; par M. Sthamer (*Archiv der Pharmacie*, t. XCIX, p. 22).

Cette galène a été recueillie près d'Albany, sur la côte occidentale du cap de Bonne-Espérance; elle fait partie d'un gisement assez considérable, qu'on exploite en ce moment.

L'échantillon examiné était implanté dans du schiste micacé; sa densité était de 7,41. Il ne renferme pas d'argent :

Plomb	85,07
Antimoine	0,34
Zinc	0,64
Soufre	13,67

209.—Analyse d'un nadelerz, mineral de bismuth; par M. CHAPMAN (*Philosophical magazine*, t. XXXI; 3e série, p. 541).

La densité de ce minéral est de 6,1; sa dureté est entre 2,0 et 2,5.

Il se compose de :

Soufre	18,78
Bismuth	27,93
Plomb	40,10
Cuivre	12,53

M. Chapman en déduit la formule :

$$3Cu^2S, Bi^2S^3 + 2(3PbS, Bi^2S^3),$$

identique avec la bournonite, et qui s'accorde en outre avec la forme cristalline.

210. — Sur la composition du molybdate de plomb; par M. BROWN (*L'Institut*, 1847, n° 729, p. 419).

M. Brown a analysé du molybdate de plomb naturel et il l'a trouvé composé de :

	Trouvé.	Calculé.
Acide molybdique	39,19	39,13
Protoxyde de plomb	60,23	60,23

211. — Sur la forme cristalline et la composition du wolfram et du tungstate de plomb; par M. KERNDT (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLII, p. 81).

M. Kerndt a fait une étude complète du wolfram des différentes provenances. La forme primitive de ce minéral est un prisme rhomboïdal droit de 102° 20′. Le wolfram de Zinnwald est remarquable par ses hémitropies et par la facilité de son clivage.

Plusieurs chimistes se sont occupés de la composition de ce minéral (*Annuaire de Chimie*, 1845, p. 120.) M. Kerndt rappelle leurs analyses, et les met en regard avec les siennes; nous consignerons les nouveaux résultats dans le tableau suivant :

	Wolfram du Zinnwald. I.	Wolfram du Zinnwald. II.	Wolfram de Lock-Fell.	Wolfram du Neubeschert-Gluck.	Wofram de Huntington.
Acide tungstique...	76,343	75,621	75,965	75,836	75,471
Protoxyde de fer...	9,612	9,549	9,535	9,203	9,534
» de manganèse	14,208	14,853	14,499	14,563	14,263
Densité...........	7,2226 et 7,2305		7,231 et 7,239	7,223 et 7,229	7,411 et 7,486

	Wolfram de Trumbul.	Wolfram du Schlaggenwalde.	Wolfram du Mauseberg.	Wolfram d'Altenberg.
Acide tungstique..	75,765	75,682	75,802	75,436
Protoxyde de fer...	9,736	9,563	9,785	9,644
» de manganèse	14,496	14,302	14,412	14,903
Densité.........	7,218 et 7,269	7,482 et 7,535	7,231 et 7,230	7,198 et 7,189.

On voit que ces minéraux ont la même composition, et qu'ils peuvent être représentés par la formule :

$$2(WO^2, FeO) + 3(WO^2, MnO).$$

Les analyses qui suivent sont formulées par :

$$4(WO^2, FeO) + WO^2, MnO.$$

	Wolfram du Harzgerode.	Wolfram de Monte-Video.	Wolfram de Nertschinsk.	Wolfram d'Ehrenfriedersdorf.
Acide tungstique...	75,900	76,024	75,641	75,878
Protoxyde de fer...	19,245	19,204	19,552	19,162
» de manganèse	4,801	4,753	4,807	4,964
Densité...........	7,225 et 7,228	7,499 et 7,513	7,496 et 7,503	7,4996 et 7,5406

	Wolfram de Chanteloup.
Acide tungstique...	75,825
Protoxyde de fer....	19,325
» de manganèse	4,842
Densité............	7,480 et 7,510

Le tungstate de plomb qui a été examiné est originaire de Zinnwald; sa rayure est blanchâtre; son éclat est sensiblement celui du diamant. Sa densité est de 8,1032 ou de 8,1275 suivant que la matière est en morceaux ou en poudre.

Sa forme primitive est un octaèdre oblique non symétrique.

Deux analyses du plomb tungstaté ont fourni en moyenne :

Acide tungstique	51,736
Oxyde de plomb	45,993
Chaux	1,395
Protoxyde de fer et de manganèse	0,471

212. — Sur le vanadiate de plomb et de cuivre, minéral nouveau ; par M. Domeyko (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIV, p. 793).

La composition de ce vanadiate est la suivante :

		Oxygène.
Oxyde de plomb	54,9	51,97
— cuivre	14,6	16,97
Acide vanadique	13,5	13,33
— arsénique	4,6	4,68
— phosphorique	0,6	0,68
Chlorure de plomb	0,3	0,37

213. — Sur la coracite, nouveau minéral ; par M. Leconte (*L'Institut*, 1847, n° 714, p. 295)

La patrie de ce minéral est le côté nord du lac Supérieur où on le rencontre en veines de deux pouces, environ, d'épaisseur. Il est en masse et sans clivage, d'une cassure conchoïde, d'un éclat résineux. Dureté 4,5, densité 4,378. L'auteur y a constaté la présence de l'uranium.

214. — Sur un nouveau minéral ; par M. Connell (*L'Institut*, 1847, n° 714, p. 294).

Composé d'acide sulfurique, de cuivre, de chlore et d'un peu d'eau, ce minéral est considéré par M. Connell comme un *sulfato-chloride de cuivre*. Il se présente en cristaux fibreux, très-réguliers qui, selon M. Brooke, sont des prismes hexagones, avec les angles remplacés. Leur couleur est d'un bleu pâle quand les fibres sont délicates. Il a été trouvé dans le Cornwall, associé à de l'arséniate de cuivre.

215. — Analyse du phosphorocalcite et de l'ehlite ; par M. Rhodius (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXII, p. 369).

Le phosphorocalcite a été recueilli près du Virneberg, à Rhein-

breitenbach ; il s'y trouve accompagné de quartz, de calcédoine, de malachite et d'autres minerais de zinc.

Sa couleur est vert émeraude. Il se rencontre, le plus fréquemment en masses compactes. Au chalumeau, il fond en une masse d'un gris d'acier avec un grain de cuivre au milieu. Sa cassure est conchoïde et inégale ; sa densité varie entre 4,2 et 4,4.

Il est composé de :

Oxyde de cuivre....................	70,8
Acide phosphorique.................	20,4
Eau..........................	8,4

ce qui correspond à la formule $6CaO + PhO^5 + 3aq.$, déjà établie par M. Kuhn.

L'ehlite a été trouvé près de Linz, sur le Rhin ; il est ordinairement associé au quartz et à la calcédoine. Sa couleur est d'un vert olive. Au chalumeau, il se comporte comme le phosphorocalcite de Rheinbreitenbach. Sa cassure est inégale ; sa dureté est de 4,27.

L'analyse a fourni :

Oxyde de cuivre....................	63,1
Acide phosphorique.................	28,9
Eau..........................	7,3

Il en résulte la formule $4CuO,PhO^5 + 2aq.$, qui s'accorde avec celle que M. Berthier attribue au libethenite cristallisé.

Les analyses de M. Hermann, publiées dans l'*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 262, ont donné des résultats différents.

216. — Sur la présence du cuivre métallique dans le basalte en décomposition ; par M. Rhodius (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXIII, p. 212).

On exploite au Virneberg, près de Rheinbreitenbach, un minerai de cuivre qui repose sur la grauwacke. Ce minerai est composé, en majeure partie, de bisulfure de cuivre et de phillipsite ; il renferme en moyenne 50 à 55 pour 100 de cuivre métallique.

A mesure qu'il approche de la surface du sol, le minerai de cuivre change de nature, les sulfures sont remplacés par la malachite, le phosphorocalcite et le cuivre oxydé.

A sa partie inférieure, ce minerai traverse une roche de basalte en décomposition ; aux points de contact du minerai avec le ba-

salte, on trouve des lamelles minces de cuivre métallique déjà signalées par M. Noegerath.

M. Rhodius a recherché la cause de cette réduction du cuivre. L'analyse de la roche basaltique, celle de la mine de cuivre, ainsi que des minerais qui l'accompagnent, l'ont conduit à l'explication suivante :

Les combinaisons du soufre, du fer et du cuivre que nous avons signalées plus haut s'oxydent au contact de l'air et de l'eau, et se dissolvant dans les eaux d'infiltration chargées de matières organiques sont entraînées dans la roche basaltique. Le cuivre se sépare peu à peu en présence de la matière organique, et se dépose dans les fissures de la roche pendant que l'acide sulfurique devient libre et enlève ses bases au basalte.

Les analyses de M. Rhodius constatent, en effet, que l'olivine qui domine dans cette roche, a perdu une partie de ses bases. Il suffit, pour s'en assurer, de comparer sa composition avec celle de l'olivine.

$$\begin{array}{ll} \text{2 équivalents d'olivine} & = 2SiO^2 + 2MgO + FeO \\ \text{Olivine décomposée} & = 2SiO^2 + MgO + FeO. \end{array}$$

De plus, la roche basaltique est complétement exempte de chaux et d'alcalis.

L'auteur a retrouvé ces bases dans l'eau qui s'écoule de la roche basaltique; elle renferme dans 10,000 parties 6,36 de sulfate de magnésie, et 3,95 de sulfate de chaux.

217. — Composition de la condurrite, nouveau minerai de cuivre; par M. Kobell (*Journal für prakt. Chemie*, t. XXXIX, p. 204). — **Même sujet;** par M. Rammelsberg (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXI, p. 305).

M. Faraday a analysé dans le temps un minéral dans lequel il a démontré la présence de l'acide arsénieux et de l'oxyde de cuivre; ce minéral porte le nom de condurrite. M. Kobell s'est assuré qu'il constitue un mélange de cuivre, d'acide arsénieux, d'arsenic métallique avec un peu de sulfure de cuivre.

M. Kobell décrit encore un minerai de cuivre de Turinsk, dans l'Oural; ce minerai se rencontre en masse sur de l'ocre jaune et de la malachite ; il est brun, et se raye en jaune.

M. Kobell lui attribue la formule suivante :

$$3CuO, 2SiO^3 + 6HO.$$

De son côté, M. Rammelsberg a analysé le même minéral, et il est arrivé à la même conclusion.

218. — Réunion de l'osmélite de Breithaupt à la pectolite, par M. Adam (*Note communiquée*).

Les caractères physiques de l'osmélite ont une grande analogie avec ceux de la pectolite; et, d'après un essai de M. Adam, la composition chimique du premier de ces minéraux paraît être la même que celle du second.

Composition de la pectolite par M. Kobell.				Composition de l'osmélite par M. Adam.			
		Oxygène.				Oxygène.	
Silice	51,30		26,65	11	52,91		27,45
Chaux	33,77		9,48	4	32,96	9,25	9,57
Oxyde manganeux	»		»	»	1,44	0,32	
Soude	8,26	2,11	9,37	1	6,10	1,78	2,25
Potasse	1,57	0,26			2,79	0,47	
Alumine et oxyde de fer	0,90			»	0,54		
Eau	3,89		3,42	1	4,01		3,55

$$4Ca\,Si^2 + (Na,K)\,Si^3 + Aq.$$

219. — Recherches chimiques sur quelques silicates naturels; par M. Liès (*Thèse présentée à la Faculté des Sciences de Montpellier* en avril 1847).

Le terrain de transition, les différentes assises du terrain jurassique, celles du terrain crétacé dans le département des Ardennes, et les divers étages du terrain tertiaire dans le département de la Marne, sont recouverts de dépôts de nature variable, en général de peu d'épaisseur; les géologues les rangent dans la classe des terrains diluviens.

M. Liès a examiné dix-sept échantillons de ces divers terrains. Le mode analytique qu'il a suivi consistait à attaquer les terrains successivement par l'acide hydrochlorique, par l'acide sulfurique concentré, et par l'acide hydrofluorique.

Il a observé que la partie soluble dans l'acide hydrochlorique ne présentait pas une composition constante, tandis que la partie attaquable par l'acide sulfurique correspondait toujours à une argile d'une composition régulière, qui est celle de beaucoup de minéraux bien définis, tels que le labrador, l'écume de mer, etc.

Les résultats des nombreuses analyses que l'auteur a faites, s'accordent avec les deux formules minéralogiques A^2Aq,S^3 et A^2Aq^2,S^3.

La première concerne les alluvions qui cachent les affleurements du terrain silurien, du lias, des calcaires jurassiques, et des grès verts, quel que soit leur niveau topographique, etc. La seconde formule représente la composition de tous les dépôts superficiels, depuis la craie jusqu'aux terrains les plus récents.

220. — Sur la constitution chimique de quelques silicates qui renferment du chlore, de l'acide carbonique et de l'acide sulfurique; par M. Whitney (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXX, p. 431).

Ces silicates ont été découverts, il y a deux ans, à Litchfield, dans les États du Maine. Par leur origine et par leur composition chimique, ils ont une ressemblance frappante avec les minéraux qu'on trouve dans le miascite des monts Ilmen.

Comme on ne les a rencontrés jusqu'à ce jour que dans des bancs de granite détachés, il est impossible de remonter à leur véritable origine; néanmoins, il est certain que la roche granitique qui les a renfermés, n'est pas du miascite.

Sodalite. — Elle est implantée dans de l'éléolithe et se présente en petites masses cristallines. Elle est transparente, très-clivable et d'un bleu saphyr.

L'analyse s'accorde avec les résultats obtenus par M. Kobell, qui a construit la formule :

$$3NaO, SiO^3 + 3(Al^2O^3, SiO^3) + NaCl.$$

La sodalite se dissout facilement dans les acides minéraux et organiques; cette propriété a engagé M. Whitney a examiner quelques autres minéraux qui jouissent de cette solubilité remarquable.

L'analyse du *spinellane* provenant du lac de Laach conduit M. Whitney à la formule :

$$3NaO, SiO^3 + 3(Al^2O^3, SiO^3) + NaO, SO^3$$

qu'il a déduite des résultats suivants :

	I.	II.	Oxygène.
Silice	36,52	36,53	18,96
Alumine	29,54	29,42	13,79
Peroxyde de fer	0,44	»	0,13
Chaux	1,09	1,62	0,30
Soude	23,12	22,97	5,91

Chlore	0,61	0,61	
Perte	1,37	1,37	
Acide sulfurique	7,66	7,13	4,58

Haüyne. — Les échantillons de haüyne analysés, proviennent de deux localités différentes ; mais un seul d'entre eux présente à l'auteur, des garanties de pureté suffisante ; il provient de l'albanais et il se trouve en petites géodes mêlées avec de la vésuvienne.

100 parties de ce minéral ont donné :

		Oxygène.
Silice	32,44	16,856
Alumine et peu d'eau	27,75	12,960
Chaux	9,96	2,831
Soude	14,24	4,050 (Soude + Potasse)
Potasse	2,40	
Acide sulfurique	12,98	7,770

Il renferme encore de légères traces de peroxyde de fer et de chlore.

Sa composition se traduit par :

$$3NaO,SiO^3 + 3(Al^2O^3,SiO^3) + 2(CaO,SO^3).$$

Cancrinite de Litchfield.—Elle est hexagonale et possède un clivage parfait, suivant les faces d'un prisme régulier à 6 pans.

Ce minéral se présente, soit en masses cristallines jaunes, soit en agrégats prismatiques, verts ; la dureté et la densité de ces deux espèces sont les mêmes.

Soumises à l'analyse, elles ont fourni les résultats suivants :

	I.	II.	III.	IV. Min. vert.
Silice	37,42	37,89	37,84	37,20
Alumine	27,70	27,39	28,26 (Alumine + Oxyde de manganèse)	27,59
Oxyde de manganèse	0,86	0,64		
Peroxyde de fer	traces	»	»	0,27
Chaux	3,91	3,88	3,82	5,26
Soude	20,98	21,24 (Soude + Potasse)	20,94 (Soude + Potasse)	 20,46
Potasse	0,67			 0,50
Chlore	traces	»	»	»
Acide carbonique et eau	8,77	8,77	8,77	9,20

qui ne s'accordent guère avec la formule

$$2(2NaO,SiO^3) + 2(Al^2O^3,SiO^3)^2 + NaO,CO^2 + CaO,CO^2.$$

M. Whitney termine son mémoire par un tableau des différents silicates qui renferment des carbonates ou des sulfates.

221. — Sur la chlorite, la stéatite et la ripidolithe; par M. HERMANN (*Journal für prakt. Chemie*, t. XL, p. 13).

M. Hermann a fait l'analyse d'une chlorite qu'il a trouvée dans le district de Slatoust. Ce minéral couvrait des géodes de fer chromé, et était accompagné de kaemmererite et de rhodochrome; sa densité était de 2,603.

Les résultats analytiques conduisent M. Hermann à confirmer la formule

$$3RO + 2SiO^2 + Al^2O^3,SiO^2 + 2(MgO,2HO)$$

que M. Varrentrapp a déjà établie.

A la même occasion, M. Hermann démontre l'identité du leuchtenbergite avec la chlorite.

Stéatite. — Ce minéral se trouve dans le schiste talqueux des mines de Schischimsk, et il se présente en rognons couverts de fer oxydulé et de xantophyllite. Sa couleur est d'un gris mat; sa cassure est lamelleuse. Il est mou, d'un toucher gras, il n'adhère pas à la langue, et il s'aplatit sous le marteau. Sa densité est de 2,50.

M. Hermann lui assigne la formule

$$3MgO + SiO^2 + 2(Al^2O^3,SiO^2) + 3(MgO,2HO)$$

qui le rapproche de la stéatite de Snarum, que MM. Hochstetter et Giwartowsky représentent par:

$$3MgO, 2SiO^2 + Al^2O^3,SiO^2 + 3(MgO,2HO).$$

Ces deux formules ne diffèrent que par 1 équivalent d'alumine, mais elles s'éloignent tellement des résultats obtenus par M. Delesse (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 281), que l'on serait tenté de croire que les analyses portent sur des minéraux tout à fait distincts.

222. — Analyse de l'aventurine artificielle; par M. KERSTEN (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLII, p. 138).

L'échantillon analysé provient de la fabrique de Bigaglia, à Venise.

Il constitue une masse vitreuse, jaune pâle, assez transparente; elle renferme des parcelles de cuivre cristallisé. Les résultats de l'analyse coïncident avec ceux que M. Péligot a obtenus avec une aventurine de la même origine.

100 parties renferment :

Silice	67,3
Chaux	9,0
Protoxyde de fer	3,4
Bioxyde d'étain	2,3
Oxyde de plomb	1,0
Cuivre métallique	4,0
Soude	7,0
Potasse	5,3

223. — Sur la diphanite; par M. Nils Nordenskiöld (*Journal für prakt. Chemie*, t. XXXIX, p. 114).

Ce minéral a été récemment découvert dans les mines d'émeraude de l'Oural, en société du cymophane et du phénakite. Il se présente sous deux formes; ou bien il est blanc micacé, ou bien il est bleu et transparent; dans ce cas, il cristallise en prismes à base d'hexagone, clivables perpendiculairement à l'axe principal.

Vus de côté, ces cristaux paraissent bleuâtres, transparents et d'un éclat vitreux. Vus, au contraire, dans le sens du plan de clivage, ils paraissent blancs et noirs. La dureté de la diphanite est de 5 à 5,5. Sa densité est de 3,04 à 3,07.

L'analyse faite par M. Jewreinoff a conduit à la formule

$$2(2CaO,SiO^3) + 3(2Al^2O^3,SiO^3) + 4HO;$$

CaO représentant MnO + 3FeO + 16CaO.

Cette formule est basée sur les résultats suivants :

Silice	33,21
Alumine	44,33
Chaux	13,11
Protoxyde de fer	3,04
Protoxyde de manganèse	1,13
Eau	5,18

224. — Analyse de quelques zéolithes ; par M. Riegel (*Journal für prakt. Chemie*, t. XL, p. 317).

	I. Scolézite de Niederkirchen.	II. Mésotype de Niederkirchen.	III. Natrolithe de Hoegau.
Silice	48,16	46,65	48,05
Alumine	23,50	27,40	25,80
Peroxyde de fer	»	»	2,10
Chaux	14,50	9,26	»
Soude	0,30	4,91	15,75
Eau	13,50	12,00	9,00

	IV. Stilbite de Niederkirchen.		V. Analcime de Niederkirchen.	
	I.	II.	I.	II.
Silice	58,33	58,40	57,50	56,12
Alumine	6,66	7,15	23,15	24,00
Chaux	17,16	16,80	5,63	5,82
Potasse	»	»	»	»
Peroxyde de fer	0,26	0,20	0,10	0,15
Soude	1,62	1,62	6,45	6,45
Eau	14,50	14,50	8,00	8,00

	VI. Osmélithe de Niederkirchen.		VII. Prénithe fibreuse.		VIII. Prénithe dense de Niederkirchen.	
	I.	II.	I.	II.	I.	II.
Silice	58,33	59,14	47,75	47,20	47,40	47,50
Alumine	13,85	7,10	24,00	25,36	24,75	25,15
Chaux	10,42	14,85	21,84	22,08	23,30	22,00
Peroxyde de fer	1,15	0,90	3,85	3,40	3,00	3,15
Peroxyde de manganèse	..	..	traces	..	..	..
Eau	16,10	17,40	2,00	2,00	2,00	2,00

225. — Sur un hydrosilicate d'alumine ; par MM. Damour et Salvetat (*Annales de Chimie et de Physique*, 3e série, t. XXI, p. 376).

Ce minéral se trouve en nids engagés dans une argile brunâtre des environs de Montmorillon (Vienne); il est savonneux au toucher, et

complétement amorphe; sa couleur est rose clair, il se délaye aisément dans l'eau.

Une moyenne de 4 analyses exécutées par M. Salvetat et une autre de 3 analyses par M. Damour, ont conduit les auteurs à proposer la formule

$$(CaO,MgO,KO)\,3SiO^3 + 4(Al^2O^3,Fe^2O^3)\,2SiO^3 + 28HO$$

basée sur les données suivantes :

	Salvetat.		Damour.
Silice.............	0,4940	.....	0,5004
Alumine...........	0,1970	.....	0,2016
Sesquioxyde de fer...	0,0080	.....	0,0068
Chaux............	0,0150	.....	0,0146
Potasse............	0,0150	.....	0,0127
Soude.............	traces	.....	0,000
Magnésie..........	0,0027	.....	0,0023
Oxyde de manganèse.	traces	.....	traces
Eau..............	0,2567	.....	0,2600

Les auteurs discutent ensuite plusieurs propriétés de ce minéral, et ils le rangent dans la famille des halloysites.

226. — Sur un nouveau minéral; par M. Gruner (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIV, p. 794).

Ce minéral, dit M. Gruner, ressemble à certaines variétés d'asbeste, ou, plus exactement, à de l'amphibole fibreuse.

Sa pesanteur spécifique est de 3,713.

L'analyse a donné :

			Oxygène.		
Silice.............	0,439	.....	0,228	.....	2
Protoxyde de fer....	0,522	.....	0,119	.....	1
Chaux............	0,005				
Magnésie..........	0,011				
Alumine...........	0,019				

En admettant que la majeure partie des bases étrangères provient d'un peu de gangue de stéaschiste, on voit que la substance est du bisilicate de fer, ou, si l'on veut, du pyroxène ferrugineux à une seule base.

227. — Sur la christianite, nouvelle espèce minérale; par M. Descloizeaux (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXV, p. 710).

Sous le nom d'harmotome de Marbourg, on a, depuis longtemps, détaché de l'harmotome un minéral qui se distingue par une composition et une forme cristalline particulières. Tout récemment, M. Descloizeaux a découvert dans du trapp amygdaloïde de la baie de Dyrefiord (Islande), un minéral qui possédait la composition et les propriétés de celui de Marbourg.

Il réunit donc ce minéral avec celui d'Islande en une seule espèce et propose de la désigner sous le nom de *christianite*.

228. — Sur le disterrite; par M. de Kobell (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLI, p. 154).

Ce minéral découvert par M. Breithaupt cristallise en prismes à base d'hexagone. Il se clive parallèlement à la base, et possède un éclat nacré sur les faces terminales, et un éclat vitreux sur les faces prismatiques. Sa dureté est de 5 à la base et $6\frac{1}{4}$ à $6\frac{1}{2}$ sur les faces du prisme. Sa densité est de 3,042 à 3,051 : il se rencontre dans la vallée de Fassa en Tyrol.

Il se compose de :

		Oxygène.	
Silice.........	20,00 ...	10,40	
Alumine.......	43,22 ...	20,23	21,31
Peroxyde de fer.	3,60 ...	1,08	
Magnésie......	25,01 ...	9,70	10,94+1 (en admettant $3HO=MgO$)=11,94.
Chaux.........	4,00 ...	1,14	
Potasse........	0,57 ...	0,10	
Eau..........	3,60 ...	3,19	

Il y a encore des traces de manganèse, d'oxyde de cuivre, de chlore. Si l'on admet avec M. Scheerer que $3HO$ sont isomorphes avec MgO, l'oxygène de la silice et des bases RO et R^2O^3 se trouvent dans les rapports

$$SiO^3,\ R^2O^3,\ RO$$
$$6\ :\ 12\ :\ 7$$

et il en résulte la formule

$$3MgO,\ 2SiO^3\quad 4(MgO, Al^2O^3),$$

dans laquelle une partie de MgO est remplacée par CaO et 3HO et une partie de Al^2O^3 remplacée par Fe^2O^3.

229. — Sur la néolithe, nouveau minéral; par M. Scheerer (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXI, p. 285).

La néolithe est un silicate de magnésie qui présente le premier exemple d'un silicate formé, de nos jours, par la nature.

Le mémoire de M. Scheerer touche de trop près à la géologie pour que nous puissions le résumer entièrement; nous nous bornerons donc à constater que la néolithe prend naissance aux environs d'Arendal, dans une des mines de Näskil, sous l'influence des eaux d'infiltration qui la déposent, après avoir traversé des roches plus ou moins riches en magnésie.

On comprend le pouvoir dissolvant de ces eaux quand on sait qu'elles se trouvent sous la pression énorme de plus de 200 atmosphères. Il faut ajouter que M. Scheerer est disposé à attribuer à l'acide carbonique, un rôle important dans ce phénomène.

La néolithe se présente sous deux formes : elle est cristallisée en fibres soyeuses, groupées en étoiles, quand elle a pu se former dans une fissure de la roche; si, au contraire, elle a pris naissance à la surface, elle ne présente aucune trace de cristallisation.

La première variété possède la dureté du talc; la deuxième est plus tendre. L'éclat du minéral dépend également de son état; sa couleur varie suivant les différentes nuances du vert.

La densité de la néolithe, parfaitement sèche, est de 2,77. Deux analyses, exécutées sur deux échantillons différents, ont donné :

			Rapports de l'oxygène.	
	I.	II.	I.	II.
Silice	52,28	47,35	27,15	24,58
Alumine	7,33	10,27	3,42	4,80
Magnésie	31,24	24,73	12,43	9,84
Protoxyde de fer	3,79	7,92	0,84	1,76
« de manganèse	0,89	2,64	0,20	0,59
Chaux	0,28	»	0,08	»
Eau	4,04	6,28	3,59	5,58

M. Scheerer convient qu'il est impossible d'exprimer les résultats de ces deux analyses par une formule commune, à moins de consi-

dérer l'alumine comme électro-négative, et l'eau comme électro-positive. Dans cette hypothèse, $3Al^2O^3 = 2SiO^3$ et $3HO = MgO$. Le rapport de O devient donc sensiblement :: 2 : 1, ce qui amène la formule

$$3\,(RO),\,2\,(SiO^3),$$

qui est celle du talc ordinaire. Il en conclut que la néolithe est un talc dans lequel l'alumine remplace la silice par voie d'isomorphisme polymère.

230. — Sur la thorine contenue dans le pyrochlore; par M. Woehler (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXI, p. 264). — **Sur le même sujet;** par M. Hermann (*Journal für prakt. Chemie*, t. XL, p. 477).

M. Hermann ayant contesté la présence de la thorine dans le pyrochlore de miask, M. Woehler a fait faire, par M. Staedeler, une nouvelle analyse de ce minéral; il en résulte que le pyrochlore renferme réellement de la thorine, ce que M. Berzélius a confirmé de son côté.

Néanmoins M. Hermann persiste dans son opinion, et il annonce qu'il attend des matériaux pour approfondir cette question.

231. — Sur le zircon; par M. Henneberg (*Journal für prakt. Chemie*, t. XXXVIII, p. 508).

M. Henneberg a publié quelques observations sur les phénomènes qui accompagnent le passage du zircon de l'état coloré à l'état incolore.

Exposés dans un creuset de platine à minces parois, à une température inférieure au rouge, ces cristaux de zircon deviennent phosphorescents; ce phénomène est même visible en plein jour, si l'on a eu soin de casser les cristaux.

Les cristaux ne conservent pas tous le même degré de phosphorescence; les moins phosphorescents conservent leur couleur, mais on peut la leur enlever à l'aide du chalumeau. Au reste, cette phosphorescence ne se manifeste qu'une seule fois.

M. Henneberg a en outre constaté que la densité du zircon calciné est plus grande que celle du zircon non calciné; et enfin il donne les détails d'une analyse de ce minéral.

Il l'a trouvé formé de :

Silice	33,85
Zircone	64,81
Peroxyde de fer	1,55
Chaux	0,88

Ce qui correspond avec la formule

$$Zr^2O^3, SiO^3.$$

232. — Sur deux nouveaux gisements de la chondrodite; par M. Hermann (*Journal für prakt. Chemie*, t. XL, p. 19).

M. Hermann a trouvé de la chondrodite dans l'Oural, à Achmatowsk, accompagnée de spath calcaire et de pérowskite, et dans les mines de Schischimsk, mêlée à l'apathite rouge.

La première espèce de chondrodite est ordinairement cristallisée; celle de Schischimsk se rencontre en masses arrondies, d'une cassure grenue.

233. — Réunion de la greenovite au sphène; par M. Descloizeaux (*Annales de Chimie et de Physique*, 3e série, t. XX, p. 84).

Une étude attentive de la composition et de la forme cristalline de la greenovite, a prouvé à M. Descloizeaux que la greenovite, désignée aussi sous le nom de séméline, spinthère, pictite, ligurite, etc., est identique avec le sphène.

234. — Analyse de minéraux; par M. Marignac (*Journal de Pharmacie et de Chimie*, 3e série, t. XII, p. 150).

Épidote. — Les incidences que l'auteur a prises sur un cristal hémitrope du Vésuve, les cristaux du Dauphiné, ainsi que de la vallée de Lenz en Piémont, le conduisent à adopter, pour forme primitive, un prisme rhomboïdal oblique de 66° 50′, dont la base est inclinée sur l'axe de 115° 27′.

Humite ou chondrodite du Vésuve. — Il résulte du travail de M. Marignac que l'humite du Vésuve est identique avec la chondrodite. L'analyse lui a fourni sensiblement le même nombre qu'à M. Ramelsberg. Voici ses nombres (A) en regard avec ceux de M. Ramelsberg (B).

	A	B
Silice	30,88	29,07
Magnésie	56,72	55,96
Protoxyde de fer	2,19	4,20
Perte	10,21	10,77

Ce minéral offre un grand nombre de modifications.

Pinite. Les cristaux, examinés par M. Marignac, se rapportent à un prisme hexaèdre régulier ; presque toujours les arêtes verticales sont tronquées de manière à produire un prisme droit à douze faces.

Ils provenaient de trois localités différentes : (A) d'Auvergne, gris clair, densité 2,74 ; (B) de Saxe, gris verdâtre, densité 2,75 ; (C) du mont Brévent, près de Chamouny, vert noirâtre, densité 2,84.

	A	Oxygène.		B			C		
Silice par différence.	47,50	24,67		46,10	23,95		44,70	23,22	
Alumine	31,80	14,85		32,46	15,16		31,64	14,78	
Protoxyde de fer	3,92	0,87	3,32	4,27	0,94	3,45	6,57	1,46	4,13
Magnésie	1,78	0,69		2,26	0,87		2,86	1,10	
Potasse	9,05	1,53		9,00	1,52		7,89	1,33	
Soude	0 92	0,23		0,46	0,12		0,95	0,24	
Eau	5,03	4,47		5,45	4,85		5,39	4,79	

M. Marignac déduit de ses analyses la formule

$$3(RO, Si^3O^3) + 4(Al^2O^3, Si^3O^3 + 4HO.$$

Gigantolithe. Sauf quelques légères différences, les résultats (A) de M. Marignac s'accordent assez bien avec ceux obtenus antérieurement par M. Troll-Wachtmeister (B).

	A Par le carbonate de soude.	A Par l'acide fluorhydrique.	B	Oxygène d'après la moyenne.		
Silice	42,59	—	46,27	22,13		4
Alumine	26,78	26,47	25,10	12,43		2
Protoxyde de fer	14,21	14,10	14,04	3,15	5,52	1
— de manganèse.	1,07	0,83	0,89	0,21		
Magnésie	2,72	2,54	3,80	1,02		
Potasse	»	5,44	2,70	0,92		
Soude	»	0.86	1,20	0,22		
Eau	5,70	6,08	6,00	5,24		1

Leuchtenbergite. M. Marignac démontre l'identité de ce minéral avec la chlorite, ce qui confirme les expériences de M. Hermann, citées plus haut.

235. — Recherches sur la composition de l'eau de mer; par MM. J. Pelouze et J. Reiset (*communiqué par les auteurs*). — **Même sujet;** par M. Forchhammer (*Rapport annuel sur les progrès de la Chimie*, 7[e] année, p. 222).

Parmi les grands phénomènes, que présente la physique du globe, un des plus dignes de fixer l'attention est la salure de l'eau de mer.

Cette question intéressante, a déjà fait le sujet de plusieurs travaux d'ensemble assez précis, pour permettre de constater les variations que présente la composition de l'eau de mer, puisée dans certains points du globe.

M. Alexandre Marcet a déterminé avec beaucoup de soin la pesanteur spécifique et la température des eaux de différentes mers. Ce mémoire, publié en 1819, se trouve dans les *Annales de Chimie et de Physique*, 2[e] série, t. XII, p. 295.

Les observations nombreuses de Lenz, et celles recueillies par plusieurs voyageurs, méritent certainement une attention toute particulière; mais il était désirable de voir aborder la question par l'analyse chimique : elle seule pouvait faire apprécier des différences qui devaient nécessairement échapper à l'observateur, se contentant de déterminer la pesanteur spécifique de l'eau.

Dans un travail entrepris en 1839, MM. Pelouze et J. Reiset ont cherché à comparer entre elles les eaux de mer en dosant le chlore qu'elles contiennent à l'état de chlorure. Cet élément, qui domine dans la partie saline de l'eau de mer, peut être en effet déterminé rapidement, et avec une grande exactitude, en employant une dissolution titrée de nitrate d'argent.

Voici le procédé suivi par MM. Pelouze et J. Reiset :

Dans un flacon de 2 décilitres environ, fermant à l'émeri, on verse la quantité pesée de l'eau à essayer (1). D'un autre côté, on dissout dans l'acide nitrique pur un poids d'argent fin correspondant à la quantité de chlore indiquée par un essai approximatif, en se tenant toutefois à quelques millièmes au-dessous. La dissolution d'argent introduite dans le flacon, avec les précautions convenables pour n'en rien perdre, on agite le flacon pour rassembler le chlorure d'argent,

(1) Pour peser le liquide à examiner, MM. Pelouze et J. Reiset le plaçaient sur la balance dans une petite éprouvette à pied, munie d'un tube déversant analogue à celui de la burette alcalimétrique, et servant à verser directement le liquide dans le flacon d'essai, sans aucune perte. Deux pesées donnaient ainsi le poids du liquide destiné à l'analyse. Ce poids était généralement de 20 grammes environ.

puis on achève la précipitation avec une dissolution décime d'argent, en se conformant aux indications de M. Gay-Lussac sur l'*essai des matières d'argent par la voie humide*.

Le poids de l'argent employé pour la précipitation exacte indique la proportion du chlore. L'eau de mer contient, il est vrai, de l'iode et du brome, mais en trop minimes quantités pour affecter ce genre d'essai, d'une manière notable.

Deux analyses de la même eau donnent ainsi des résultats d'une exactitude rigoureuse.

De son côté, M. Forchhammer a fait des recherches sur la composition de l'eau de mer. Il a employé comme MM. Pelouze et J. Reiset une dissolution titrée de nitrate d'argent pour doser le chlore, et de plus, il a déterminé l'acide sulfurique d'une manière tout aussi simple que le chlore, au moyen d'une dissolution titrée de chlorure de barium.

Les résultats de MM. Pelouze et J. Reiset, ceux de M. Forchhammer, obtenus par une méthode identique, sont donc tout à fait comparables. Nous les transcrivons successivement en commençant par les observations de MM. Pelouze et J. Reiset.

MER MÉDITERRANÉE.

TOULON, 1840.	Thermomètre.	Baromètre.	Eau pour précipiter 1gr d'argent.	Chlore dans 1000 parties d'eau.
N° 1. Au N. 21°,0, 4 lieues 2/3, 12 mai, 8 h du soir, vent N.-E., faible, mer calme.	19°,0	763	15,460	21,183
N° 2. Au N. 10° E., à 7 lieues 1/3, 13 mai, minuit, vent S.-E., faible, mer calme.	18°,0	760	15,363	21,316
N° 3. Au N. 7°,0, à 11 lieues 1/3, 13 mai, 4h du matin, vent S.-E., faible, un peu de houle.	17°,8	760	15,411	21,249
N° 4. Au N. 4° E., à 16 lieues, 13 mai, 7h du matin, vent S.-E., faible, pluie faible.	18°,5	760	15,415	21,244
N° 5. Au N. 2° E., à 22 lieues, 13 mai, 11h, vent S.-E. faible, un peu de houle.	23°,3	760	15,391	21,277
N° 6. Au N. 5° E., à 29 lieues, 13 mai, 8h du soir, mer calme, faible pluie.	20°,0	758	15,558	21,049
N° 7. Au N. 6° E., à 33 lieues 2/3, 14 mai, 3h du matin, vent N.-O., frais, mer calme.	19°,0	763	15,522	21,098
N° 8. Au N. 5° E., à 40 lieues 2/3, 14 mai, 7h du matin, vent N.-O., frais, mer calme.	19°,0	763	15,598	20,996
N° 9. Au N. 11° O., à 85 lieues 1/3, 15 mai, 2h du soir, vent O., frais, mer belle.	25°,0	765	15,977	20,497
N° 10. latitude 37° 33', longitude 4° 23 E. de Paris, midi, vent O., mer houleuse.	16°,0	768	16,049	20,405

Ces échantillons ont été recueillis avec tous les soins convenables par l'entremise obligeante de M. Noël, directeur des travaux maritimes, à Toulon. Les distances sont comptées à partir de l'observatoire de l'hôpital de la marine.

MER MÉDITERRANÉE.

ALGER, 1839.	Eau pour précipiter 1gr d'argent.	Chlore dans 1000 parties d'eau.
N° 1. Au bord de la mer devant la place Babel Oued, 17 décembre, le ruisseau qui coule habituellement était à sec, mer calme.	16,103	20,336
N° 2. A la même place, le 18 décembre, à 4h du soir.	16,154	20,273
N° 3. A la même place, le 19 décembre, mer assez houleuse.	16,155	20,271
N° 4. Près des moulins à vent, le 20 décembre.	16,159	20,266
N° 5. Devant la place Babel Oued, le 21 décembre.	16,138	20,292
N° 6. Devant l'hôpital du Dey, le 22 décembre.	16,268	20,131
N° 7. » le 23 décembre.	16,260	20,140
N° 8. Devant les moulins, le 24 décembre.	16,140	20,290
N° 9. Devant l'hôpital du Dey, le 25 décembre,	16,199	20,217

M. Aimé, mort si malheureusement victime de son dévouement à la science, avait bien voulu puiser lui-même l'eau dont l'analyse précède.

L'eau recueillie en 1837, par M. Constant Prévost, sur les côtes de Sicile, dans les parages de l'île Julia, a présenté une anomalie remarquable qui mériterait d'être confirmée. Cette eau était conservée au Muséum, dans un flacon à l'émeri.

3 analyses ont donné des résultats identiques :

8gr,952 eau pour précipiter 1 gramme d'argent.
36 ,582 chlore dans 1000 parties d'eau.

MANCHE.

	Eau pour précipiter 1gr d'argent.	Chlore dans 1000 parties d'eau.
CHERBOURG, 1839.		
N° 1. Puisé le 6 décembre, 8h du matin, à 1/4 de lieue de la digue. La mer était haute (grande marée), vent N., mer agitée.	16,945	19,326
N° 2. Au centre de la rade, même heure.	16,929	19,345
N° 3. Puisé le 6 décembre, à 2 portées de fusil, au large de la digue, à 2h du soir. La mer était basse, vent N.-O.	16,965	19,304
N° 4. Le 6 décembre, à 2h, au centre de la digue.	16,904	19,374
DIEPPE, 1839.		
Eau puisée à 2 lieues au N. de Dieppe, 28 octobre.	17,340	18,886
— à 3 lieues —	17,280	18,953
— à 4 lieues —	17,311	18,918
— à 5 lieues —	17,307	18,922
— à 7 lieues —	16,948	19,323
— à 1 lieue au N. de Dieppe, 27 décembre.	17,743	18,457
— à 2 lieues —	17,762	18,438
— à 3 lieues —	17,747	18,453
— à 4 lieues —	17,763	18,436
— à 5 lieues —	17,764	18,435
— à 6 lieues —	17,765	18,434
HAVRE.		
Échantillon, n° 136 de la collection du Muséum. Eau recueillie par M. Cordier en 1833, au milieu de la Manche, dans la traversée du Havre à Southampton.	17,259	18,975

M. Deivrenoff, major du génie, au service de l'empereur de Russie, a bien voulu se charger de remplir lui-même huit flacons d'eau de mer pendant la traversée de Boulogne à la Tamise (avril 1840).

Le trajet a duré six heures : de trois heures du matin à neuf heures.

Les huit flacons ont été remplis, avec tous les soins convenables, à trois quarts d'heure d'intervalle ; le premier, encore en vue de Boulogne, le huitième, dans l'embouchure même de la Tamise.

TRAVERSÉE DE BOULOGNE À L'EMBOUCHURE DE LA TAMISE.

		Eau pour précipiter 1^{gr} d'argent.	Chlore dans 1000 parties d'eau.
N° 1.	En vue de Boulogne.	17,350	18,876
N° 2.	Échantillons puisés à trois quarts d'heure d'intervalle l'un de l'autre.	17,222	19,015
N° 3.		17,337	18,890
N° 4.		17,350	18,876
N° 5.		17,541	18,670
N° 6.		17,558	18,651
N° 7.		17,744	18,456
N° 8.	Dans l'embouchure de la Tamise.	18,469	17,731

Ces analyses montrent jusqu'où peut s'étendre l'influence d'une nappe d'eau non salée débouchant dans la mer.

	Eau pour précipiter 1^{gr} d'argent.	Chlore dans 1000 parties d'eau.
Eau puisée, en 1835, sur les côtes d'Islande, par MM. Gaimard et Robert, flacon n° 727, du Muséum.	17,956	18,238
Côtes septentrionales d'Islande. 67° latitude N., 25° longitude O., (n° 724 du Muséum) par MM. Gaimard et Robert, en 1835.	16,907	19,370
Au cap Farewell, par MM. Gaimard et Robert en 1835, (n° 68 du Muséum).	17,825	18,373
Au mouillage de Cayenne, par M. Robert en 1836, (n° 35 du Muséum).	25,817	12,685
Eau puisée le 31 août 1838, avec l'appareil de M. Biot à 120 brasses de profondeur. Latitude N. 70°,27'. Longitude E. 11°,02.	16,911	19,376
Eau puisée le 3 septembre 1838, à 120 brasses de profondeur. Latitude 69°,16 N., longitude E. 2°,41.	16,878	19,403

Il est regrettable, de n'avoir pu joindre à ces deux dernières analyses, celles de l'eau puisée à la surface de la mer, dans les mêmes parages.

	Eau pour précipiter 1gr d'argent.	Chlore dans 1000 parties d'eau.
Eau puisée sur les côtes d'Islande en 1835, par MM. Gaimard et Robert (n° 725 du Muséum), à la surface de la mer.	18,154	18,039
Eau puisée sur les côtes d'Islande en 1835, par MM. Gaimard et Robert (n° 726 du Muséum), à 180 brasses de profondeur.	16,887	19,393

Il résulte des deux dernières analyses que l'eau puisée à 180 brasses de profondeur est notablement plus salée que l'eau puisée à la surface.

	Eau pour précipiter 1gr d'argent.	Chlore dans 1000 parties d'eau.
Eau de la mer Morte, recueillie par M. de Mieulle et conservée au Muséum.	2,742	119,437

Deux autres analyses ont confirmé ce résultat tout à fait extraordinaire. M. Gay-Lussac a déjà montré que cette eau contient surtout du chlorure de magnésium; sa composition s'éloigne donc entièrement de celle des autres mers.

MM. Pelouze et J. Reiset ont encore cherché à déterminer si la composition de l'eau de mer éprouve quelques variations pendant le flux et le reflux.

L'eau puisée à 12 lieues de Dieppe, le 6 janvier 1840, au moment où la mer était haute, a présenté sensiblement la même composition que l'eau puisée le même jour, dans les mêmes parages, au moment où la mer était basse.

	Eau pour précipiter 1gr d'argent.	Chlore dans 1000 parties d'eau.
Eau puisée à 12 lieues, au N. de Dieppe, le 6 janvier 1840, la mer était haute.	16,823	19,467
Eau puisée à 12 lieues, au N. de Dieppe, le 6 janvier 1840, la mer était basse.	16,838	19,449

A une certaine distance du littoral le flux et le reflux sont donc sans influence appréciable sur la composition de l'eau de mer, tandis que l'eau puisée en se rapprochant des bords présente des variation très-notables, suivant que la mer est haute ou basse.

		Eau pour précipiter 1er d'argent.	Chlore dans 1000 parties d'eau.
A Dieppe, le 20 sept. 1839,	mer haute.	18,054	18,140
	mer basse (grande pluie).	19,693	16,629
— 23 sept.	mer haute (forte marée).	17,924	18,270
	mer basse.	18,342	17,855
— 27 sept.	mer haute (très-forte marée).	17,827	18,371
	mer basse.	23,650	13,847

Ces différences s'expliquent par l'intervention de la masse d'eau douce, fournie par les sources si nombreuses sur les bords de la mer. A marée montante, le mélange de l'eau douce avec l'eau salée est nécessairement plus complet qu'à marée basse.

Les recherches de M. Forchhammer l'ont conduit aux résultats suivants :

L'eau de la mer Méditerranée, aux environs de l'île de Malte, est la plus riche en sel. Elle renferme 37,177 millièmes de matières solides, dans lesquelles 20,046 millièmes sont du chlore.

La salure de l'eau de la partie septentrionale de l'océan Atlantique n'est sujette qu'à très-peu de variations.

L'eau qui a été prise en 1844 et 1845, aux 60°, 61° et 62° de latitude nord, entre le 5° et le 23° de longitude ouest de Greenwich, contenait en moyenne 19,450 millièmes de chlore (minimum 19,412, et maximum 19,515) sur 35,591 millièmes de matières solides.

La salure diminue sensiblement vers les côtes, même près des côtes des petites îles. A Thorshawn, aux îles Fœroé, l'eau de mer ne contient que 18,885 millièmes de chlore. L'eau de mer du Nord ne renferme nulle part 19 millièmes de chlore. Entre Bergen et les îles Orkney, elle contient 18,997. Au sud-ouest d'Egersund, elle n'en contient que 18,278. L'eau du Cattégat en renferme encore moins. En 1844, au mois d'août, elle en contenait 11,077, et en hiver, devant Kullen, en Scanie, elle n'en contenait que 6,212 millièmes.

Le chlore est l'élément le moins variable de l'eau de mer; l'acide sulfurique présente beaucoup plus de variations. Dans les expériences que l'on a faites sur l'eau de l'océan Atlantique, où les variations du chlore ne portaient que sur les 100 millièmes, l'on a trouvé que l'acide sulfurique variait entre 2,289 et 2,436 millièmes. Cette eau contenait entre 0,595 et 0,598 millièmes de chaux, et la magnésie variait entre 2,116, et 2,209 millièmes. L'eau de la mer Méditerranée renferme un peu plus de chaux que l'océan Atlantique, savoir, 0,640 à 0,676; mais la quantité de la magnésie n'augmente pas; ainsi, près de Gibraltar, l'eau en contenait 2,133, et plus avant dans la mer, elle en contenait encore moins; à Malte, 2,074, et à Corfou, 1,826.

L'eau de mer qui a été filtrée renferme en dissolution du carbonate et du phosphate de chaux, et même un peu d'acide silicique; mais pas au delà de 0,03, sur 1,000 parties d'eau.

En analysant de l'eau de mer prise à des endroits peu profonds, près des côtes, M. Forchhammer est arrivé au résultat inattendu, mais constant, que lorsque le fond est de la marne argileuse, c'est-à-dire qu'il contient à la fois du silicate d'alumine et du carbonate de chaux, l'eau devient plus riche en chaux et plus pauvre en magnésie. Une partie du carbonate de chaux est remplacée par la magnésie du sulfate de magnésie de l'eau, et il se forme un silicate double de magnésie et d'alumine.

Lorsque le fond est formé de coquillages, de craie ou de sable quartzeux, la quantité de la magnésie de l'eau ne change pas.

Cette circonstance contribue à restituer à l'eau de mer le carbonate de chaux que lui enlèvent les coquillages, et que l'eau de mer ne peut retrouver qu'après la destruction des coquillages, lorsque leur poussière a été mélangée avec de l'argile.

Les travaux qui précèdent ont assez avancé l'étude des éléments dissous dans l'eau de mer; cependant de nouvelles recherches sont nécessaires pour compléter nos connaissances sur les variations et la nature de ces éléments à différents points du globe.

L'analyse chimique de l'eau des courants sous-marins présente un grand intérêt, et on doit espérer qu'elle permettra même de constater des courants jusqu'alors inconnus aux observateurs.

236. — Analyse de l'eau de la grande lagune de Venise, ainsi que l'eau de mer des environs de Livourne; par M. Calamai (*Archiv der Pharmacie*, t. CII, p. 66).

10,000 parties ont donné :	Eau de Venise.	Eau de Livourne.
Chlorure de sodium	76,733	76,332
Chlorure de calcium	2,860	3,238
Chlorure de magnésium	8,897	8,819
Sulfate de chaux	2,067	2,605
Sulfate de magnésie	9,443	9,006
Résidu solide	291,219	343,119

237. — Analyse de l'eau de la Meuse, du Rhin, de la mer du Nord, et de plusieurs autres eaux puisées à Rotterdam; par M. Muller (*Archiv der Pharmacie*, t. XCIX, p. 10).

Eau de la Meuse.

En petite quantité elle est limpide, mais vue en masse, elle est généralement trouble ; son odeur est nulle ainsi que sa saveur ; sa densité, prise à 12°, est de 1,003 à 1,004.

L'analyse a porté sur deux échantillons de cette eau, 2 livres (*civilpfunden*) d'eau renferment :

	Eau puisée à Rotterdam, près de Oude-Hofpoort	
	Pendant le reflux.	Pendant le flux.
Sulfate de chaux	0,58	0,45
Sulfate de magnésie	1,02	1,05
Chlorure de sodium	0,31	0,35
Chlorure de calcium	0,11	0,12
Silice	0,25	0,26
Alumine	0,30	0,29
Carbonate de protoxyde de fer	0,13	0,11
Carbonate de chaux	1,33	1,27
Carbonate de magnésie	0,67	0,67
Carbonate de protoxyde de manganèse	0,07	0,05
Acide humique	0,03	0,03
Matière organique	0,70	0,70

Elles renferment encore des quantités impondérables de potasse et de sels ammoniacaux :

Eau de la mer du Nord prise à Scheveningen.

2 livres de cette eau ont donné :

Chlorure de sodium	196,00
Sulfate de magnésie	15,00
Chlorhydrate de magnésie	26,35
Chlorure de potassium	2,35
Chlorure de calcium	3,30
Silice	1,00

Eau du Rhin, près d'Emmerich.

Dans 2 livres de cette eau :

Sulfate de chaux	0,50
Sulfate de magnésie	0,40
Chlorure de sodium	0,10
Silice	0,25
Alumine	0,30
Carbonate de protoxyde de fer	0,12
Carbonate de chaux	1,30
Carbonate de magnésie	0,66
Carbonate de protoxyde de manganèse	0,06
Acide ulmique	0,03
Matières organiques	0,70

On y trouve des traces d'acide crénique, de sels ammoniacaux et de sels de potasse.

Eau de Leuvehaven.

2 livres de cette eau renferment :

Chlorure de sodium	0,22
Chlorure de calcium	0,05
Sulfate de magnésie	0,48
Sulfate de chaux	0,75
Alumine	0,10
Carbonate de chaux	0,50
Carbonate de magnésie	1,25
Silice	0,15
Matière organique	0,25
Carbonate de protoxyde de fer, potasse, sels ammoniacaux	traces

Eau de Wynhaven, près de Posthornsteeg.

2 livres de cette eau contiennent :

Sulfate de chaux	0,42
Sulfate de magnésie	0,51
Chlorure de calcium	0,06
Chlorure de sodium	0,14
Carbonate de chaux	0,69
Carbonate de magnésie	1,09
Alumine	0,11
Carbonate de protoxyde de fer	0,03
Silice	0,10
Matière organique	0,10
Potasse, sels ammoniacaux, acide crénique.	traces

Eau de Scheepmakershaven, près de la Bierstraat.

2 livres d'eau renferment :

Sulfate de chaux	0,36
Sulfate de magnésie	0,54
Chlorure de calcium	0,03
Chlorure de sodium	0,25
Carbonate de chaux	0,65
Carbonate de magnésie	0,87
Alumine	0,23
Silice	0,32
Matière organique	0,25
Carbonate de protoxyde de fer, acide crénique, sels ammoniacaux	traces

238.—Observations sur une eau minérale acide du Parama de Ruiz; par M. Boussingault (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIV, p. 397). — **Même sujet**; par M. Léwy (*ibid.*, p. 449).

Pour 100 parties, cette eau est composée de :

Acide sulfurique	0,518
— chlorhydrique	0,088
Alumine	0,050
Oxyde de fer	0,037
Soude	0,036
Magnésie	0,032
Silice	0,018
Chaux	0,014
Eau	99,207

On ne connaissait, jusqu'à ce jour, d'eau minérale acide que celle du Rio-Vinagre. L'eau du Parama, qui prend également sa source dans un terrain volcanique, offre un second exemple de ce genre; elle est même plus acide que la première; cette circonstance a fait espérer à M. Boussingault, que, prenant sa source dans un pays peuplé de quinquinas, l'eau du Parama pourrait servir utilement à la préparation de la quinine. M. Léwy a en effet tenté un essai avec cette eau, et il a réussi parfaitement.

239. — Présence de l'arsenic, du cuivre et de l'étain dans les eaux minérales de Bavière; par M. Keller (*Journal für prakt. Chemie*, t. XL, p. 442).

M. Keller a examiné les dépôts ocreux des différentes sources minérales de Bavière, et il est arrivé aux résultats suivants:

1° Le dépôt ocreux des sources de Bakaczy et de Pandur à Kissingen, ne renferment que peu ou point de cuivre, mais elles contiennent suffisamment d'arsenic pour qu'on puisse y reconnaître ce métal.

2° L'ocre brun rougeâtre de la source ferrugineuse de Bruckenau, renferme des traces d'arsenic et beaucoup de cuivre.

Dans l'une et dans l'autre des deux espèces d'ocres qui précèdent, on trouve de petites quantités d'étain.

Les sources dans lesquelles ces ocres se sont déposées renferment les mêmes substances. Il y a du plomb dans les deux premières; dans la source de Bruckenau la présence de ce métal paraît douteuse.

L'antimoine et l'étain se trouvent dans toutes les trois.

240. — Sur la présence de l'arsenic dans le dépôt ocreux des sources ferrugineuses de Dribourg et de Liebenstein; par M. Ludwig (*Archiv der Pharmacie*, t. CI, p. 145).

Ce dépôt est formé, en 100 parties, de:

Peroxyde de fer	57,303
Chaux	6,683
Acide sulfurique	0,543
Acide arsénieux	0,063
Eau	23,333
Matière organique	0,542
Matière insoluble dans l'acide chlorhydrique	5,388
Acide carbonique et perte	6,145

L'ocre de Liebenstein est composée de 35,88 pour 100 de peroxyde de fer, et 24,5 pour 100 d'eau. L'arsenic qu'il renferme est à l'état de sulfure (AsS^3) ; la quantité de ce dernier s'est élevée à 0,761 pour 100. Si l'on évalue de même en sulfure, l'arsenic de l'ocre de Dribourg, on ne trouve que 0,078 pour 100.

241. — Sur la présence du cuivre et de l'arsenic dans une source ferrugineuse ; par M. Chatin (*Journal de Chimie médicale*, 3e série, t. III, p. 1).

Cette source est située dans le parc de Versailles, dans les fossés du petit Trianon ; abandonnée aujourd'hui, elle jouissait autrefois d'une certaine célébrité ; elle forme un immense dépôt ocreux dans lequel M. Chatin a constaté la présence de l'arsenic et du cuivre.

Le fer se trouve, dans l'eau de Trianon, à l'état de carbonate de protoxyde ; 1 litre en renferme $0^{gr},065$.

242. — Sur l'état du soufre dans les eaux sulfureuses des Pyrénées ; par MM. Boullay et O. Henry (*Journal de Pharmacie et de Chimie*, 3e série, t. XI, p. 177).

En rapprochant les différents travaux qui ont été publiés sur ce sujet, les auteurs croient pouvoir conclure que ces eaux minérales renferment le soufre à l'état de monosulfure ; l'hydrogène sulfuré libre, qui s'y trouve, doit être attribué à l'action décomposante de l'air.

Voici la composition de 1000 grammes de deux de ces eaux minérales :

	Eau de Barèges. (Source de l'entrée.)		Eau de Barzun.
Degrés sulfhydrométriques. .	36	....	25
Représentant soufre.	0,045	....	0,031
Soude totale.	0,075	....	0,074
Sulfate de soude.	0,030	....	0,018
Carbonate et silicate de soude.	0,024	....	0,074
Chlorure de sodium.	0,0219	....	0,004

243. — Recherches sur la composition des eaux potables ; par M. H. Deville (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIV, p. 693).

M. Deville a entrepris l'analyse d'un grand nombre d'eaux potables puisées aux sources les plus différentes, et il est arrivé aux conclusions générales qui suivent :

La silice est un élément constant et existant toujours en quantité considérable dans les eaux, employées comme boisson.

Les eaux de la Loire, puisées au moment de leur débordement, lorsqu'elles avaient une grande vitesse, renfermaient du silicate de potasse.

Les nitrates sont souvent en quantité considérable dans l'eau commune; leur présence a quelquefois entravé les opérations en déterminant des explosions. M. Deville en a rencontré partout, excepté dans l'eau de la Loire, citée plus haut.

L'auteur croit que la coloration des grandes masses d'eau est un fait complexe, dont l'explication dépend d'un phénomène physique en même temps que de la composition chimique. Il a toujours observé dans les résidus salins de l'évaporation, une matière jaune qu'il croit identique avec l'acide crénique; cette matière est peu abondante dans les eaux vertes, de sorte que la couleur bleue primitive prend la teinte verte qui résulte naturellement de son mélange avec le jaune.

Dans les eaux jaunes, le dépôt obtenu par l'évaporation est tellement coloré qu'il paraît noir; cette teinte prédominante masque donc entièrement celle de l'eau pure.

244. — Sur les sources minérales de l'île de Cos; par M. LANDERER (*Repertorium fur die Pharmacie*, t. XLIV, p. 289).

Parmi ces sources, M. Landerer en a trouvé quelques-unes qui ne renferment que des traces de matières fixes; elles jouissaient d'une haute réputation dans l'antiquité : ce sont les sources de Delphes, de l'Aréthuse, de la grotte du Serpent de Lerne, dont la température est de 11°, celle de l'air étant de 31°; enfin la source de la rivière de Hylykos.

Les autres eaux sont plus ou moins riches en substances minérales, en voici le résumé :

16 onces de ces eaux renferment :

	Eau des bains de Diane à Éleusis.	Source de Pyrène.	Eau du lac sacré de Délos.
Chlorure de sodium....	21 grains...	12 grains...	28 grains.
Chlorure de magnésium..	3	»	5
Bromure de magnésium.. } Iodure de sodium...... }	0,048	»	traces.
Sulfate de magnésie....	7	»	3

Sulfate de chaux.......	»	0,68	1,5
Carbonate de chaux....	»		»
Sulfate de soude.......	4	»	»
Acide sulfhydrique.....	traces ...	»	»
Acide carbonique......	»	1 p. cube...	»

245. — Sur la composition de l'eau de plusieurs sources silicifères d'Islande; par M. DAMOUR (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIV, p. 182).

Elles renferment encore de l'acide sulfurique, et du chlore que l'auteur n'a pas dosés.

	Eau du Geyser.	Eau de Laugar.	Eau de la Badstofa.	Source sud du Hvergardin.	Eau de la Store-Hver.
Silice....	0,5190 ..	0,1350 ..	0,2630 ..	0,3240 ..	0,3160
Soude...	0,3427 ..	0,0942 ..	0,2529 ..	0,3188 ..	0,3072
Potasse..	0,0097 ..	» ..	0,0124 ..	» ..	0,0150

M. Damour croit pouvoir attribuer la présence des alcalis et de la silice, à l'action décomposante de l'eau pure, agissant à une température élevée et sous une pression considérable, sur les roches trachytiques qui leur servent de récipient.

L'auteur a, en effet, constaté qu'en exposant de la mésotype calcinée, à des lévigations successives à l'eau bouillante, il s'en dissout une quantité notable.

12gr,819 de mésotype calcinée ont cédé 0gr,3153, à un demi-litre d'eau bouillante agissant par fractions.

Cette partie dissoute contient la silice et la soude dans le rapport de 1 : 3; l'alumine n'y est pas en proportions constantes.

On voit par là avec quelle facilité, certaines matières minérales, considérées comme insolubles, peuvent être décomposées et partiellement dissoutes par la seule action de l'eau, s'exerçant à une température très-modérée et sous la pression ordinaire.

246. — Analyse de la sole saline de Hallein; par M. KUSSIN (*Repertorium fur die Pharmacie*, t. XLIV, p. 52).

On obtient cette eau en lessivant le minerai de sel gemme de Durrenberg. L'auteur en a fait deux analyses; l'une en 1845, l'autre en 1846;

	I. 1er juin 1845. A 15°, la densité du liquide est de 1,20. A 760mm, son point d'ébullition = 104°,4.	II. 12 juin 1846. A 15°, la densité du liquide est de 1,2053. A 760mm, son point d'ébulition = 105°,4.
Chlorure de potassium...	0,092	0,174
Chlorure de sodium.....	24,521	24,920
Chlorure de magnésium.	1,992	1,400
Bromure de sodium.....	0,009	0,004
Sulfate de chaux.......	1,721	1,320
Sulfate de soude.......	0,092	0,203
Carbonate de chaux.....	traces	0,604
Silice..................	0,009	0,082
Fer, manganèse, alumine et matière organique...	traces	traces

Les eaux mères du n° 2 possèdent à 15°, une densité de 1,230, et renferment :

Chorure de sodium.................	19,001
Chlorure de magnésium............	8,579
Sulfate de soude..................	0,620
Sulfate de chaux..................	0,260
Bromure de sodium................	0,042
Fer..............................	traces

La nature du schlot est subordonnée aux manipulations, au chauffage, etc., l'auteur admet en moyenne 36 pour 100 de chlorure de sodium, pour la couche inférieure; et 76 pour 100 de chlorure de sodium, pour la couche supérieure.

247.—Analyse de l'eau mère de la saline de Sassendorf, près de Soest; par M. J. Muller (*Archiv der Pharmacie*, t. C, p. 148).

A 16°C., sa densité est de 1,280. Ce liquide, d'un jaune foncé est visqueux et d'une saveur amère.

L'analyse, exécutée d'après les méthodes ordinaires, a donné les résultats suivants, exprimés en grains pour 16 onces de liquide :

Chlorure de calcium..............	1444,60
Chlorure de magnésium..........	510,75
Chlorure de sodium..............	485,50

Chlorure de potassium............	120,30
Sulfate de soude..................	56,77
Bromure de magnésium..........	12,85
Sulfate de chaux	4,94
Traces de fer, de manganèse, d'iode et de matières organiques.	

248. — Analyse de l'eau mère de la saline de Pyrmont; par M. Hugi (*Archiv der Pharmacie*, t. C, p. 143).

Durant la saison des bains, on ajoute souvent une certaine quantité de cette eau mère aux bains salés ordinaires.

Elle est limpide, d'un jaune vineux; à 15°, sa densité est de 1,28, sa saveur est salée et amère.

Dans 100 parties on a trouvé :

Acide sulfurique..................	6,100
Chlore..............................	10,518
Magnésie..........................	6,232
Potasse............................	1,085

et des traces d'iode, de brome, d'acide phosphorique et d'acide carbonique.

249.—Analyse des dépôts du bain d'Alexis; par M. Rammelsberg (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXII, p. 571).

Les eaux d'Alexis dans le Harz, prennent leur origine dans de la grauwake schisteuse, et traversent un terrain riche en pyrite. L'ocre qu'elles déposent est tellement arsénicale, qu'il suffit d'un gramme de ce dépôt dissous dans l'acide chlorhydrique, pour obtenir, à l'aide de l'appareil de Marsh, la réaction non équivoque de l'arsenic.

La source qui sert à l'usage interne traverse un terrain renfermant du fer spathique, du quartz, de la chaux carbonatée, de la galène et de la blende. Elle contient du protoxyde de fer, dissous à la faveur de l'acide carbonique. Son dépôt est moins riche en métaux que le premier. Voici, au reste, la composition en centièmes de ces deux dépôts.

	Ier	IIe		
Eau et matière organique.	26,33	23,93 ..	24,24	
Sable quartzeux........	6,02	6,71 ..	7,00	13,46
Silice soluble...........	0,43	6,91 ..	6,46	

Sesquioxyde de fer......	65,94	53,88 ..	55,17	55,75
— de manganèse.	0,76	1,68		
Protoxyde de fer........	»	6,95		
Chaux.................	0,15	0,40		
Magnésie..............	0,04	0,12		
Arsenic...............	0,958	1,36		
Cuivre................	0,017	0,025		
Etain.................	0,003	0,001		

250. — Eau minérale de Saint-Galmier; par M. O. Henry (*Bulletin de l'Académie de Médecine,* t. XII, p. 341).

Cette eau possède une grande analogie avec celle, découverte dans la même localité, et analysée l'année dernière (*Annuaire de Chimie,* 1847, p. 300).

Elle ne contient presque pas de matière organique. 1000 grammes de cette eau renferment :

Substances volatiles	Air assez riche en oxygène		1 vol. $\frac{1}{4}$ environ.
	Acide carbonique libre		
Substances fixes 2,889	Bicarbonates	de chaux......... 1,020	1,44
		de magnésie...... 0,420	
		de soude (anhydre). 0,560	
		de potasse........ 0,020	
		de strontiane..... indique	
	Sulfates	de soude, de chaux *anhydres*	0,200
	Chlorures	de sodium....., de magnésium.., de calcium.....	0,480
	Nitrate alcalin	évalué. ...	0,055
	Silicate d'alumine sans doute (*sic*).		0,134
	Fer et matière organique...		presque insensible.

251. — Analyse de l'eau minérale de Liebenstein dans le duché de Saxe-Meiningen; par M. Liebig (*Annalen der Chemie und Pharmacie,* t. LXIII, p. 221).

Cette eau se trouble à l'air au bout de quelques heures et dépose une matière ocreuse. Le 3 août 1846, à midi, la température de cette eau était de 9°,9, celle de l'air étant de 26°,4.

Densité à 20° =1,0025.

La composition se trouve exposée dans le tableau suivant :

1000 parties renferment :

a. en quantités pondérables

Sulfate de soude..................	0,22056
Sulfate de chaux..................	0,02757
Chlorure de sodium..............	0,27680
Chlorure de magnésium...........	0,12814
Sulfate de chaux..................	0,02650
Carbonate de magnésie...........	0,14161
Carbonate de chaux..............	0,55196
Carbonate de protoxyde de fer......	0,07761
Silice..........................	0,00909
Acide carbonique libre...........	2,34292

b. en quantité impondérable : phosphate d'alumine, arsénite de peroxyde de fer, acide humique, acide crénique, matière organique.

252.— Analyse de l'eau minérale de Friedrichshall dans le duché de Saxe-Meiningen; par M. LIEBIG (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXIII, p. 127).

Température de la source =8°,1, celle de l'air étant de 15°. A 18°, sa densité est de 1,0223.

L'eau est limpide, jaunâtre lorsqu'elle est vue en masse, son odeur est nulle, sa saveur est salée, amère; elle ne se trouble pas à l'air.

1000 parties d'eau renferment :

Sulfate de soude..................	6,0560
Sulfate de potasse.................	0,1982
Sulfate de magnésie...............	5,1502
Sulfate de chaux..................	1,3465
Chlorure de sodium...............	7,9560
Chlorure de magnésium............	3,9390
Bromure de magnésium...........	0,1140
Carbonate de magnésie............	0,5198
Carbonate de chaux...............	0,0147
Acide carbonique libre............	0,4020

Le sulfate de soude et le sulfate de magnésie se trouvent à l'état de sel double. Cette eau contient encore des traces de peroxyde de fer, d'alumine, de silice et de sels ammoniacaux. MM. Ossian Henry

et Rieckher ont publié des analyses de cette même eau (*Annuaire de Chimie*, 1846, p. 355 et 1847, p. 310).

On voit que cette eau est assez riche en chlorure de sodium ; on en extrait ce sel à Friedrichshall. Le schlot qui se forme à cette occasion, a été également analysé par M. Liebig.

100 grammes renferment :

Acide sulfurique	45,42
Chlore	1,69
Magnésie	11,37
Chlorure de sodium	35,19
Eau	23,12

253. — Eau minérale d'Hammam-Riza (Algérie); par M. O. Henry (*Bulletin de l'Académie de Médecine*, t. XII, p. 956; t. XIII, p. 1021).

Cette eau minérale, célèbre sous les Romains, se trouve près de Milianah ; elle est en grande réputation parmi les Arabes ; sa température est de 45°.

1 litre de cette eau possède la composition suivante :

Sulfates	de chaux, de soude, de magnésie	donnent	1,780
Chlorures	de sodium, de magnésium	donnent	0,810
Carbonates	de chaux, de magnésie	donnent	0,065
Un sel de potasse		»	»
Silice, alumine		donnent	0,040
Matière organique (glairine)		donnent	0,087
Nitrates		»	»

254. — Analyse de quelques eaux minérales qui se rencontrent près d'Adorf, en Saxe ; par M. Kersten (*Archiv der Pharmacie*, t. XCVIII, p. 185).

Résultats de l'analyse :

	I. Neubrunn.	II. Augustbrunn.	III. Augenquelle.
Sulfate de soude	3,0010	1,0100	0,7810
Sulfate de chaux	»	0,1110	0,0038

Chlorure de sodium	1,5681	2,1830	3,5270
Carbonate de soude	0,4979	0,9940	0,1640
Carbonate de lithine	0,0041	»	»
Carbonate de chaux	0,1910	0,1110	0,1243
Carbonate de magnésie	»	0,0695	0,0621
Carbonate de protoxyde de fer	0,0440	0,0400	0,0125
Oxyde de manganèse	0,0013	0,0010	0,0020
Phosphate basique de chaux	0,0041	»	»
Phosphate basique d'alumine	0,0015	0,0015	0,0030
Silice	0,0640	0,0230	0,3210
Acide carbonique libre et combiné	1,4702	1,5000	1,4800

Le n° 1 renferme encore des traces de brome, de fluosilicate de chaux, d'acide crénique, de potasse et de strontiane ; le n° 2 contient un peu de brome, de lithine, de strontiane, du fluosilicate de chaux, de l'acide ulmique, de l'acide crénique et de la matière organique. Dans le n° 3 on trouve des traces de brome, de lithine, d'acide phosphorique, d'acide ulmique, d'acide crénique et de matière organique.

255. — Analyse de l'eau minérale de Mulhausen, en Allemagne ; par M. Graeger (*Archiv der Pharmacie*, t. XCIX, p. 1).

Cette eau est limpide et incolore quand on la voit en petite quantité : vue en grandes masses, elle paraît jaunâtre.

Sa température, prise à des époques différentes, a oscillé autour de 11°,25, l'air variant de 18°,5 à 8°,32. Sa densité était de 1,00307.

L'analyse de cette eau a fourni les résultats suivants :

Chlorure de sodium	1,5900
Sulfate de chaux	0,8466
Carbonate de chaux	0,0811
Carbonate de magnésie	0,1950
Silice et chlorure de potassium	traces
Eau	997,2873

256. — Analyse de l'eau de la fontaine Saint-Louis, à Hombourg ; par M. Jul. Hoffmann (*Archiv der Pharmacie*, t. XCVIII, p. 129).

Cette eau minérale a déjà été examinée par MM. Will et Frésénius.

Depuis, les conduits s'étant engorgés, un curage était devenu nécessaire ; en même temps on a remplacé les anciens conduits par des cylindres en fonte. L'eau s'est ressentie de ces changements, sa saveur et sa densité ont varié.

Le 2 août 1846, sa température était de 11°, celle de l'air étant de 21,6.

100 parties contiennent :

Chlorure de sodium.	0,62446
Chlorure de potassium.	0,02233
Chlorure de magnésium.	0,03989
Chlorure de calcium.	0,09480
Sulfate de chaux.	0,00201
Carbonate de chaux.	0,07479
Carbonate de magnésie.	0,00124
Carbonate de fer.	0,00544
Silice.	0,00258
Acide carbonique.	0,25288

En quantités impondérables : bromure de sodium, alumine, carbonate de manganèse, acide humique, acide crénique, matière organique et chlorhydrate d'ammoniaque.

257. — Analyse des sources minérales de Levern ; par M. Witting (*Archiv der Pharmacie*, t. C, p. 31)

Ces sources prennent naissance près de Lubbecke (gouvernement de Minden), dans une formation de tourbe, qui repose sur une couche composée en majeure partie de sphérosidérite et de phosphate de fer.

L'une est parfaitement limpide, sa saveur est salino-ferrugineuse; la source usuelle n° 1 possède la saveur la plus marquée.

La densité de l'eau des trois sources était en moyenne de 1,000 à 1,0002.

A 25° la température était de :

I.	II.	III.
Source de Frédéric-Guillaume.	Source de Séraphine.	Source de Sainte-Anne.
9°,5,	12°,0,	10°.

La composition des trois sources était sensiblement la même, une

livre de chacune renferme les quantités suivantes exprimées en grains.

	I et II.	III.
Carbonate de chaux.....	4,41	5,25
Carbonate de fer hydraté..	1,93	0,93
Sulfate de chaux.......	4,41	3,25
Sulfate de magnésie.....	0,53	1,25
Sulfate de soude.......	2,19	2,25
Chlorure de calcium....	0,66	0,75
Chlorure de magnésium..	0,26	0,50
Iodures et bromures..... } Silice................. }	traces....	traces.

Gaz en pouces cubes :

Acide carbonique libre et combiné.	5,25	7,50
Azote......................... }	0,25	0,50
Air atmosphérique............ }		1,00
Hydrogène sulfuré...........	0,12	traces

258. — Analyse de l'eau sulfureuse de Lippspringe; par M. Witting (*Archiv der Pharmacie*, t. CI, p. 280).

Cette eau prend son origine dans le voisinage d'une source d'eau thermale.

A une température extérieure de 14°,5, sa température est de 12°. Elle est limpide, d'une saveur saline amère et fortement sulfureuse.

Une livre de cette eau contient en gaz :

Hydrogène sulfuré..	2,015	pouces cubes.
Acide carbonique...	1,120	
Air atmosphérique..	1,060	

En matières solides :

Sulfate de chaux..................	13,28
Sulfate de magnésie................	1,30
Carbonate de chaux................	1,43
Carbonate de magnésie.............	0,36
Carbonate de soude................	0,44
Chlorure de magnésium.............	0,14
Chlorure de sodium................	0,06

Chlorure de calcium	0,46
Iode, potasse, alumine, silice et matières extractives	traces

259. — Analyse de la source et des eaux mères de la saline de Werl, en Westphalie; par M. Deneke (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXV, p. 100).

La source prend son origine dans une formation moderne de calcaire argileux; sa température est assez constamment 10°, 05, sa densité est de 1,0567 à 12°.

Composition en 100 parties :

	Eau saline.		Eau mère.		Schlot.
Carbonate de chaux	0,1010	....	»	....	7,1591
Carbonate de magnésie	0,0155	....	»	....	»
Protoxyde de fer	0,0186	....	»	....	»
Chlorure de calcium	0,2527	....	12,3026	....	»
Chlorure de magnésium	0,1345	....	5,9506	....	»
Chlorure de potassium	0,0022	....	1,2032	....	»
Chlorure de sodium	6,5183	....	9,8200	....	12,6701
Sulfate de chaux	0,2030	....	0,0448	....	74,1471
Silice	0,0355	....	»	....	0,2271
Iodure de magnésium	traces	....	0,0112	....	»
Bromure de magnésium	traces	....	0,0980	....	»
Alumine	traces	....	»	eau.	4,8264

260. — Analyse de l'eau minérale purgative de Casale; par M. Targioni (*Annuario italiano di Chimica e di Fisica*, 1846, p. 86).

Cette eau prend sa source dans un terrain argileux de la formation subapennine tertiaire. Sa densité est de 1,0144.

Un litre de cette eau renferme en substances fixes :

Matière organique	0,606
Chlorure de magnésium	1,046
Chlorure de sodium	4,307
Sulfate de magnésie	8,332
Sulfate de soude	2,465
Sulfate de chaux	0,401
Carbonate de chaux	0,924
Silice	0,105
Alumine, oxyde de fer, etc.	0,165

261. — Analyse de l'eau ferrugineuse de Bagazzano; par M. Savani (*Annuario italiano di Chimica e di Fisica,* 1846, p. 97).

1 kilogramme de cette eau contient :

Gaz acide carbonique, les $\frac{4}{5}$ de son volume.

Carbonate de fer	0,6187
Carbonate de magnésie	0,5260
Carbonate de chaux	0,3625
Sulfate de fer, de chaux et de magnésie	0,2437
Acide silicique	0,0687
Substances organiques	traces
Eau	998,1000
Perte	0,8010

262. — Analyse de l'eau minérale de Kostreiniz, dans la basse Styrie; par M. Hruschauer (*Annalen der Chemie und Pharmacie,* t. LXIII, p. 229).

Cette eau prend sa source dans une marne sablonneuse, qui repose sur de l'amphibolite; elle est limpide, d'une saveur fraîche et alcaline.

Sa température est de 13°, celle de l'air étant de 17°.

A 18°, sa densité est de 1,00858.

10 000 parties de cette eau contiennent :

Sulfate de potasse	0,234
Sulfate de soude	0,075
Chlorure de sodium	3,126
Carbonate de soude	61,013
Carbonate de chaux	1,369
Carbonate de magnésie	3,092
Carbonate de fer	0,225
Phosphate d'alumine basique	0,163
Silice	0,335
Somme des substances fixes	69,632
Acide carbonique combiné	27,523
Acide carbonique libre	8,278

263. — Analyse de l'eau minérale de Rieumajou; par MM. Mialhe et Figuier (*Journal de Pharmacie*, t. XI, p. 338).

La température des diverses sources varie de 14 à 16°.
Composition de l'eau :

Acide carbonique libre	0,739
Carbonate de chaux	0,770
— de soude	0,214
— de magnésie	0,060
Silice	0,071
Oxyde de fer avec trace d'alumine	0,031
Sulfate de soude	0,029
Chlorure de sodium	0,007
Matière organique et perte	0,048

264. — Analyse de l'eau thermale de Loëche; par M. de Fellemberg (*Archiv der Pharmacie*, t. XCIX, p. 173).

La température de l'eau varie entre 38° et 40°. Sa densité = 1,0019. 10 000 parties renferment :

Sulfate de chaux	15,385
Sulfate de magnésie	2,583
Sulfate de soude	0,637
Sulfate de potasse	0,155
Sulfate de strontiane	0,035
Chlorure de sodium	0,083
Chlorure de calcium et de magnésium	0,211
Carbonate de chaux	0,537
Carbonate de magnésie	0,107
Carbonate de protoxyde de fer	0,043
Silice, sulfate et hydriodate	traces

Cette analyse s'accorde assez avec celle qui a été faite par M. Pyrame Morin (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 303).

265. — Analyse de l'eau minérale de Weissenbourg; par M. de Fellenberg (*Journal de Pharmacie*, t. XI, p. 259).

Cette eau a une température qui ne varie qu'entre 27° et 29°; elle est limpide, incolore et se conserve longtemps dans des bou-

teilles fermées sans former de dépôt; elle est sans saveur ni odeur particulière; la source fournit environ 40 litres d'eau par minute.

M. de Fellenberg ne s'est occupé que des matières fixes de cette eau.

10 litres renferment :

Sulfate de chaux	10,488
Sulfate de magnésie	3,463
Sulfate de strontiane	0,142
Sulfate de soude	0,375
Sulfate de potasse	0,179
Phosphate de chaux	0,092
Carbonate de chaux	0,524
Carbonate de magnésie	0,398
Chlorure de sodium	0,069
Silicate de soude	0,140
Silice	0,209
Oxyde de fer	0,018
Sels de lithine	traces
Iodures	traces

266. — Analyse d'une eau découverte à Casséjouls; par M. O. Henry (*Bullétin de l'Académie de Médecine*, t. XII, p. 956).

Cette eau, qui prend sa source dans le département de l'Aveyron, est très-limpide et incolore d'abord, puis elle dépose une grande quantité de matière ocreuse; elle rougit le tournesol.

1 litre renferme :

Azote	traces.
Acide carbonique libre	$\frac{2}{3}$ du volume.
Bicarbonate de chaux / de magnésie	0,030
Bicarbonate / Crénate, peu. de protoxyde de fer	0,086
Chlorure de sodium	0,060
Sel de potasse	traces sensibles.
Sulfate de chaux / Silice, alumine	0,074
Manganèse	indices.
Substance arsénicale	sensible surtout dans le dépôt ocracé.

D'après cela, l'eau de Casséjouls peut prendre rang à côté des eaux de Spa, de Bussang et de Forges.

267. — Analyse des eaux minérales de Pré-Saint-Dizier; par M. Abbene (*Journal de Pharmacie,* 3e série, t. XII, p. 412).

Deux sources d'eau minérale, avec établissement de bains, se trouvent à Pré-Saint-Dizier (Piémont). L'eau de ces sources renferme une notable quantité d'air, dont la composition est la même que celle de l'air renfermé dans les eaux potables bien aérées.

Caractères extérieurs.	Eau minérale de la source supérieure, limpide, insipide, inodore.	Eau thermale de la source inférieure, limpide, inodore, presque sans odeur.
Température	»	de 32°,5 à 33°,5.
Densité à la température de 19°,0. sous la pression de 0,745	1000,72	1001,23
Réaction acide ou alcaline	nulle	nulle

Composition.

1 ½ kilogramme d'eau renferment :

Gaz carbonique.	2,5	1,5
Oxygène	2,5	2,5
Azote	7,5	7,0

1000 parties d'eau renferment en substance solide :

Chlorure de sodium	0,036	0, 05
— de magnésium, de calcium, traces / Bromure et iodure de calcium	0,046	0,060
Sulfate de chaux	0,040	0,061
— de soude / — potasse, traces	0,134	0,270
Carbonate de chaux	0,197	0,310
— magnésie / Alumine, traces	0,049	0,077
Oxyde de fer	0,006	0,010
— manganèse	0,002	0,003
Silice	0,016	0,020
Substance organique analogue à la barégine.	0,034	0,040
Eau	999,440	999,100

L'analyse des incrustations formées sur les parois des baignoires, a donné les résultats suivants :

Carbonate de chaux......	0,798	Chlorure de sodium... } — magnésium. } Bromure... } Iodure.... } traces.	0,002
— magnésie... } Alumine, traces......... }	0,155	Sulfate de chaux......	0,002
Oxyde de fer.	0,009	Substance organique azotée et eau......	0,027
— de manganèse...	0,002	Silice...............	0,005

268. — Analyse des sources de Rippoldsau; considérations sur la présence de l'arsenic et de l'étain, dans les eaux minérales; par M. H. Will (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXI, p. 181 et 192).

La source minérale de Rippoldsau, prend naissance dans le gneiss; les environs sont assez riches en minerais de cuivre. Cette eau se divise en trois sources.

Le 15 octobre 1845, la température extérieure étant de 9°, celle de l'eau était de :

	Source de Joseph.	Source de Wenzel.	Source de Léopold.
	9°,9	9°,6	9°,9

Composition : 10 000 parties contiennent :

Sulfate de soude..........	12,4776 ...	9,8039 ...	5,9411
Sulfate de potasse.........	0,5114 ...	0,2265 ...	0,2440
Sulfate de magnésie........	2,3801 ...	1,8273 ...	3,6423
Sulfate de chaux...........	0,8463 ...	0,8335 ...	0,2203
Chlorure de magnésium.....	0,7957 ...	0,7498 ...	0,4421
Carbonate de chaux.........	11,1835 ...	9,5400 ...	13,3300
Carbonate d'alumine........	0,2416 ...	0,2500 ...	1,4312
Carbonate de protoxyde de fer.	0,4037 ...	0,2650 ...	0,6250
Alumine.................	0,0953 ...	0,0840 ...	0,0822
Silice..................	0,5180 ...	0,4340 ...	0,6790
Somme des matières fixes...	29,4532	24,0140	26,6372
Acide carbonique libre.....	28,8095	25,6037	29,8420
Densité................	1,00385	1,00359	1,00371

10 000 000 parties renferment :

Acide arsénieux...........	6,0 ...	4,0 ...	9,0
Oxyde de zinc............	0,25 ...	0,17 ...	0,38

Oxyde d'antimoine.........	0,16 ...	0,10 ...	0,24
Oxyde de plomb...........	9,20 ...	0,69 ...	1,26
Oxyde de cuivre...........	1,00 ...	0,16 ...	0,37

Ces derniers nombres ont été fournis par l'analyse du dépôt ocreux de l'eau de Rippoldsau. M. Will s'est basé, dans son calcul, sur la supposition que l'eau renferme ces oxydes métalliques dans le même rapport que le dépôt; connaissant exactement le peroxyde de fer de l'eau minérale, il était facile d'après cela, de calculer les proportions d'oxydes métalliques contenus dans l'eau, mais on comprend que ce calcul ne peut être qu'approximatif, car il part d'une supposition purement gratuite.

Voici, au reste, le procédé que M. Will a suivi dans l'analyse du dépôt ocreux.

Une quantité indéterminée du dépôt fut traitée par l'acide hydrochlorique, puis on chauffa la dissolution limpide avec de l'acide sulfureux en excès, jusqu'à ce que l'odeur de cet acide eût disparu. Un courant d'acide sulfhydrique produisit un précipité brunâtre, qui fut recueilli sur un filtre pesé. Une partie des sulfures fut ensuite oxydée par l'acide nitrique fumant; la proportion d'acide sulfurique déterminée par la méthode ordinaire, donna la quantité des 5 métaux contenus dans un poids connu de peroxyde de fer.

Une autre portion des sulfures pesés fut mise en dissolution avec du sulfhydrate de potasse; les sulfures d'arsenic, d'antimoine et d'étain s'étant dissous, il ne restait que ceux de plomb et de cuivre qui, traités par l'acide nitrique, furent dosés par les moyens connus.

Quant aux sulfures dissous dans le sulfhydrate de potasse, ils furent précipités par un acide, recueillis, séchés et calcinés avec un excès de cyanure de potassium; l'arsenic s'étant volatilisé, il ne restait plus que de l'antimoine et de l'étain, qui étaient en partie réduits à l'état métallique. La portion fixée dans la scorie fut précipitée par le zinc, le dépôt métallique fut pesé, puis dissous dans un mélange de chlorate de potasse et d'acide hydrochlorique; l'antimoine fut précipité par une lame d'étain, puis recueilli et pesé.

269. — Analyse de l'eau thermale de King's Bath; par MM. Merck et Galloway (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXIII, p. 318).

MM. Richard Phillips, Scudamore, Walker et Noad, se sont tour à tour occupés de cette eau. La nouvelle analyse s'accorde le mieux

avec les résultats de M. Walker. La température de la source est de 46°, celle de l'air étant de 20°.

Densité 1,0025.

1 litre d'eau contient :

Carbonate de chaux..............	0,1260
Carbonate de magnésie............	0,0047
Carbonate de fer..................	0,0153
Sulfate de chaux..................	1,1436
Sulfate de potasse................	0,0663
Sulfate de soude..................	0,2747
Chlorure de sodium..............	0,1806
Chlorure de magnésium..........	0,2083
Silice..............................	0,0426
Manganèse et iode...............	traces.

De plus, 1 litre d'eau à 46° sous la pression normale, renferme 95,64 centimètres cubes d'acide carbonique libre.

270. — Analyse de l'eau minérale de Kochel; par M. Pettenkofer (*Archiv der Pharmacie*, t. XLVII, p. 375).

Cette eau a jailli à la suite du forage d'un puits.

Sa densité est de 1,001 à 14°.

Par sa composition elle se rapproche de l'eau d'Ems.

1000 grammes renferment :

Bicarbonate de soude.............	0,85
Sulfate de soude..................	0,205
Chlorure de sodium...............	0,05
Chlorure de potassium............	traces
Carbonate de chaux...............	0,04
Carbonate de magnésie............	traces
Phosphate de fer et de manganèse....	0,05
Silice..............................	traces
Acides ulmique, crénique et matières organiques.....................	0,056

271. — Étude chimique et microscopique d'une poussière météorique; par MM. Ehrenberg et Oellacher (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLII, p. 217).

Cette poussière fut recueillie dans le Tyrol, où elle tomba avec de

la neige, le 31 mars 1847. Les résultats de son analyse coïncident avec ceux obtenus avec une poussière du Sahara. M. Oellacher crut pouvoir émettre l'opinion, que la poussière du Tyrol était d'origine africaine; voici les résultats des deux analyses :

	Poussière du Tyrol.	Poussière du Sahara.
Silice	15,24	23,67
Carbonate de chaux	40,49	39,67
Carbonate de magnésie	10,94	8,23
Sesquioxyde de fer	16,70	8,41
Alumine	9,18	11,42
Potasse	3,15	7,58
Chlorure de sodium	0,06	0,09
Chlorure de calcium, Chlorure de magnésium, Sulfates	traces	traces
Matière azotée riche en eau	4,15	0,93

L'examen microscopique fait par M. Ehrenberg n'a pas confirmé cette identité. La poussière du Tyrol renferme les squelettes de 66 espèces d'infusoires dont on ne trouve que 3 espèces dans celle du Sirocco et dans la poussière atlantique.

272. — Analyse d'une poussière météorique; par M. Gibbs (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXI, p. 567).

Cette poussière de couleur ocreuse est tombée sur un vaisseau anglais qui se trouvait dans l'Océan atlantique.

Elle renfermait :

Eau et matière organique	18,53
Silice	37,18
Alumine	16,74
Sesquioxyde de fer	2,84
— de manganèse	3,44
Carbonate de chaux	9,59
Magnésie	1,80
Potasse	2,97
Soude	1,90
Oxyde de cuivre	0,25

273. — Sur une pluie terreuse; par M. Dupasquier (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIV, p. 625). — **Même sujet;** par M. Lewy (*ibid.*, p. 810).

Cette pluie est tombée dans la partie sud-est de la France, pendant les grands orages des 16 et 17 octobre 1846.

L'eau est bien loin de la pureté des eaux de pluie, elle contient une quantité notable de sulfate, de chlorure et de bicarbonate de chaux. Quant à la matière terreuse, les analyses de M. Dupasquier et celles de M. Lewy diffèrent un peu; il est vrai qu'elles portaient sur des échantillons de provenance différente.

	Analyse de M. Dupasquier.	Analyse de M. Lewy.
Silice	0,520	0,58
Alumine	0,075	0,13
Peroxyde de fer hydraté	0,085	0,66
Carbonate de chaux	0,265	0,21
Carbonate de magnésie	0,020	»
Débris organiques	0,035	non déterminés.

274. — Analyse du limon du Rhin; par M. J. Muller (*Archiv der Pharmacie*, t. C, p. 280).

A l'analyse de l'eau du Rhin, se rattache celle du limon que ce fleuve a déposé à la suite d'une inondation qui eut lieu, près Emmerich, en 1844. Sa couleur est d'un jaune sale, il adhère à la langue et il possède un toucher gras.

On sait que ce limon fertilise en général les terres, et à ce titre, il est intéressant de connaître sa composition :

Alumine	55,50
Peroxyde de fer	15,65
Silice	17,05
Carbonate de chaux	4,60
Carbonate de magnésie	2,10
Acide ulmique et matière organique azotée	2,05
Eau	3,05
Oxyde de manganèse	traces
Ammoniaque	traces
Potasse	traces

275. — Composition de la roche qui constitue la montagne des oliviers à Jérusalem; par M. Marchand (*Journal für prakt. Chemie*, t. XL, p. 192).

Chlorure de calcium	0,400
Silicate	0,075
Carbonate de chaux	98,718
Eau hygroscopique	0,319
Eau combinée	0,488

Traces de fer, de magnésie et d'alumine.

CHIMIE ORGANIQUE.

---

276. — **Procédé pour déterminer, d'une manière rapide, la quantité d'azote contenue dans les substances organiques,** par M. Péligot (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIV, p. 550). — **Dosage de l'azote au moyen des liqueurs titrées;** par M. Bineau (*ibid.*, p. 686 et t. XXV, p. 254). — **Sur un mode pratique de déterminer la proportion d'azote contenue dans une matière animale;** par M. Longchamp (*ibid.*, p. 807).

Le principe, sur lequel se fonde M. Péligot, est fort simple, et la priorité de son application a été successivement réclamée par M. Bineau et par M. Longchamp.

Voici le procédé employé par M. Péligot :

On brûle la matière azotée au moyen du mélange ordinaire de chaux et de soude, et on reçoit l'ammoniaque, qui se dégage, dans le tube à boules des chimistes allemands. Mais ce tube au lieu de contenir de l'acide chlorhydrique, contient un volume ou un poids déterminé d'*acide sulfurique titré*. Comme l'ammoniaque, qui se combine avec cet acide, en abaisse le titre, il devient facile, en déterminant, après que la combustion est terminée, la composition de cette liqueur et en comparant cette composition à ce qu'elle était auparavant, de connaître la quantité d'ammoniaque qu'elle a condensée.

Cette opération s'exécute au moyen d'une dissolution alcaline titrée; cette liqueur consiste dans une dissolution de chaux dans l'eau sucrée. On sait que la chaux est bien plus soluble dans l'eau sucrée que dans l'eau pure. Cette solution se conserve sans s'altérer dans des flacons abrités du contact de l'acide carbonique de l'air.

L'acide sulfurique qu'on emploie contient $61^{gr},250$ d'acide bouilli (SO^3,HO) par litre d'eau. 100 centimètres cubes de cette liqueur correspondent par conséquent à $2^{gr},12$ d'ammoniaque ou bien à 1,75 d'azote.

L'acide titré qui a condensé de l'ammoniaque ayant été versé dans un verre à pied, on l'étend de beaucoup d'eau et on lui donne une coloration rouge par l'addition de quelques gouttes de teinture de tournesol. Au moyen du saccharate de chaux qui se trouve contenu dans une burette graduée en centimètres cubes et en dixièmes de centimètre cube, on sature exactement la liqueur acide, en prenant pour guide la coloration en bleu qui se développe tout à coup dans la liqueur, au moment où le point de saturation se trouve atteint. On lit sur la burette la quantité de liqueur alcaline qu'il a fallu employer pour produire cet effet. Comme on a déterminé par un essai préalable la quantité de saccharate de chaux qui sature 10 centimètres cubes du même acide sulfurique titré neuf, *pris à l'état normal*, en soustrayant de cette quantité celle qu'on vient de trouver pour l'acide qui a reçu l'ammoniaque de la substance azotée, on obtient le volume de la dissolution acide qui a été saturée par cet ammoniaque, et par suite, le poids de l'azote que ce corps contient.

En procédant de cette manière, un dosage d'azote peut s'exécuter en une demi-heure au plus, avec une exactitude au moins égale à celle qu'on obtient par les méthodes connues.

Le procédé de M. Bineau a été exposé dans les *Annales d'Agriculture et d'Histoire naturelle*, Lyon, 1846. Voici en quoi il diffère de celui de M. Péligot. Nous laissons parler M. Bineau :

« J'obtiens la liqueur titrée, que j'emploie habituellement, en traitant un mélange de carbonate de soude et de chaux en excès par une quantité d'eau calculée approximativement d'après le titre désiré ; elle se compose par conséquent de soude caustique, accompagnée d'un peu de chaux. Elle ne me paraît pas d'un emploi moins sûr, ni d'une préparation plus difficile ou plus dispendieuse que la liqueur indiquée par M. Péligot. »

Enfin M. Lonchamp déclare avoir dès 1825 dosé l'azote de la barégine par un moyen de ce genre. Si son procédé a le mérite de la priorité il n'a pas celui d'une grande précision. Qu'on en juge :

« Cette matière (la barégine), parfaitement desséchée, ayant été soumise à la distillation dans une petite cornue d'essai, j'ai fait passer le gaz qui se dégageait à travers un poids déterminé d'un acide nitrique étendu d'eau, dont le titre avait préalablement été déterminé par la quantité de marbre qu'il pouvait dissoudre, et qui était destiné à retenir l'ammoniaque qui s'était formée par la décomposition de la matière animale. Pour déterminer la quantité de

cette ammoniaque, j'ai mis le liquide en contact avec un morceau de marbre d'un poids connu, et lorsque l'action a été terminée, le marbre non dissous a été pesé.

« Ainsi soit 100 la quantité de marbre que le poids de l'acide employé pouvait dissoudre, si après le passage du gaz il n'en dissolvait plus que 60, il y avait donc une partie de l'acide qui avait été saturée par une quantité d'ammoniaque répondant à 40 de marbre. »

277. — Nouvelle méthode pour doser le soufre dans les matières organiques; par M. Heintz (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXI, p. 145).

La méthode proposée par M. Heintz consiste à brûler complétement la substance dans l'oxyde de cuivre.

La combustion se fait comme à l'ordinaire, dans un tube dont l'extrémité étirée s'engage dans un appareil à boules renfermant de la potasse.

La potasse contient la majeure partie du soufre à l'état de sulfite et de sulfate; la liqueur alcaline est versée dans un mélange chaud d'acide chlorhydrique et de chlorate de potasse. L'acide sulfureux passe à l'état d'acide sulfurique. Mais comme il peut rester dans le tube à combustion un peu de soufre à l'état de sulfure de cuivre, on traite par ce même mélange, les débris du tube à combustion et tout ce qu'il renferme. La dissolution est alors précipitée par le chlorure de barium.

Il ne faut pas mener la combustion trop rapidement, afin d'éviter la production de vapeurs blanches qui passent par la potasse sans s'y dissoudre, et qui peuvent même entraîner un peu d'acide sulfurique.

Il paraît, suivant M. Heintz, que ce procédé est préférable à ceux indiqués déjà par M. Redtenbacher (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 726), et par M. Weidenbusch (voy. plus bas).

278. — De l'action du perchlorure de phosphore sur les substances organiques; par M. Cahours (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXV, p. 724).

Ce mémoire a déjà été précédé d'une note (*Annuaire de chimie*, 1847, p. 317) dans laquelle M. Cahours a annoncé que l'acide benzoïque et ses congénères donnent, lorsqu'on les distille avec du perchlorure de phosphore, des chlorures de benzoïle, cumyle, etc., il a

constaté depuis qu'il se forme en même temps du chloroxyde de phosphore.

Dans les mêmes circonstances les acides du groupe acétique donnent des résultats semblables, mais les résultats ne deviennent nets qu'à partir de l'acide œnanthylique ; il se produit des corps analogues au chlorure de benzoïle, se décomposant dans l'eau en acide chlorhydrique et acides gras, et fournissant avec l'alcool, des éthers correspondants.

L'acide chloracétique donne avec le perchlorure de phosphore de l'aldéhyde perchloré que l'ammoniaque transforme en chloracétamide.

Les essences d'amandes amères et de cumin ont fourni deux corps bien définis, qui sont représentés par les formules :

$$C^{14}H^{6}Cl^{2} \text{ et } C^{20}H^{12}Cl^{2} \text{ (4 volumes de vapeur)}.$$

Le premier bout à 206° et le second entre 250 et 260°.

L'œnanthol a donné des résultats semblables.

Les corps du groupe amide donnent des nitriles par leur contact avec le perchlorure de phosphore. M. Cahours a obtenu par ce moyen du butyronitrile et du benzonitrile.

279. — Action du mélange d'acide sulfurique et d'acide nitrique fumant sur quelques substances organiques; par M. Cahours (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIV, p. 553).

L'action de ce mélange acide sur les matières organiques a déjà fait l'objet de plusieurs recherches ; on sait qu'elle a été d'abord appliquée à la préparation de la pyroxiline. M. Hofmann l'a utilisée depuis pour préparer la binitrobenzide (*Annuaire de chimie*, 1847, p. 421).

M. Cahours a soumis à ce traitement plusieurs matières organiques empruntées aux séries les mieux définies. Le mélange acide était formé de parties égales, en poids, d'acide sulfurique et d'acide nitrique fumants ; il a eu soin d'éviter une réaction trop brusque en refroidissant le vase où se passait la réaction.

Les produits variaient suivant qu'on prolongeait plus ou moins le contact. De cette manière on a obtenu avec le salicylate de méthylène $C^{16}H^{8}O^{6}$ les deux composés nitrés $C^{16}H^{6}O^{6}(AzO^{4})^{2}$ et $C^{16}H^{5}O^{6}(AzO^{4})^{3}$.

L'acide anisique, isomère du salicylate de méthylène a fourni,

dans les mêmes circonstances, de l'acide trinitroanisique isomère avec le composé trinitré du salicylate de méthylène. Avec la potasse et l'ammoniaque il fournit des sels d'une grande beauté, tandis que les composés nitrés du salicylate se décomposent en une substance isomérique avec l'acide picrique.

En traitant l'acide benzoïque à une douce chaleur, par de l'acide sulfurique mélangé de douze ou quinze fois son poids d'acide nitrique, on obtient une matière bien cristallisée de la formule

$$C^{14}H^4O^4\,(AzO^4)^2;$$

c'est de l'acide binitrobenzoïque.

Avec l'acide nitrique fumant, seul, l'acide cuminique produit de l'acide nitrocuminique $C^{20}H^{11}O^4, AzO^4$.

Mais avec le mélange sulfuronitrique il se forme de l'acide binitrocuminique $C^{20}H^{10}O^4\,(AzO^4)^2$.

Dans les mêmes circonstances, l'acide salicylique se transforme en acide nitrosalicylique, si l'on a soin de bien refroidir; mais si l'on chauffe on obtient de l'acide nitrophénisique avec dégagement d'acide carbonique.

Le benzoène $C^{14}H^8$ se transforme en peu de minutes en binitrobenzoène $C^{14}H^6\,(AzO^4)^2$ que M. Deville a obtenu avec l'acide nitrique seul et par une ébullition prolongée.

Le mésitylène C^6H^4 donne, instantanément et sans élévation de température, un composé cristallisé susceptible de se sublimer à une douce chaleur sous la forme d'aiguilles blanches. L'analyse lui assigne la formule $C^6H^3AzO^4$.

280. — Sur un nouveau cas de formation de l'ammoniaque; par M. Gerhardt (*L'Institut*, n° 701, p. 187).

Quand on fait passer du peroxyde d'azote sur de la chaux potassée chauffée dans un tube, il se dégage de l'ammoniaque; cette réaction qui, de prime abord, paraît extraordinaire, est justifiée en ce que la formation de l'ammoniaque est accompagnée d'acide nitrique qui reste combiné à la potasse.

281. — Réactif pour découvrir l'ammoniaque; par M. Muller (*Archiv der Pharmacie*, t. XCIX, p. 28).

Au lieu d'imprégner du papier avec le sulfate de cuivre suivant les indications de M. Wackenroder (*Annuaire de Chimie*, 1847,

p. 320), M. Muller recommande l'emploi du nitrate de protoxyde de mercure.

282. — Sur la composition du nitrate d'ammoniaque cristallisé à des températures différentes; par M. Harris (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIV, p. 816).

Le nitrate d'ammoniaque qui se dépose dans une dissolution concentrée de ce sel, évaporée à 100 degrés, renferme 8,3 pour 100 d'eau, suivant Davy et Berthollet. M. Harris vient de trouver que cette eau peut être enlevée quand on soumet le nitrate à des pressions réitérées.

La composition de ce nitrate ne diffère donc pas de celle du nitrate d'ammoniaque qui a cristallisé à la température ordinaire.

M. Harris croit que leurs formes cristallines ne sont pas les mêmes.

283. — Note sur la phosphamide; par M. Ch. Gerhardt (*Annales de Chimie et de Physique*, t. XX, p 255).

Si l'on chauffe doucement cette substance avec de l'acide sulfurique contenant au moins deux équivalents et demi d'eau, elle se dissout et la liqueur sirupeuse laisse déposer, du jour au lendemain, des cristaux de bisulfate d'ammoniaque. Il se produit en même temps de l'acide phosphorique et la réaction ne se complique d'aucun autre phénomène.

Cette note doit être regardée comme une addition au mémoire inséré *Annuaire de Chimie*, 1847, p. 325.

284.—Action de l'acide phosphorique anhydre sur les sels ammoniacaux; par M. Dumas (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXV, p. 383).—**Sur la déshydratation des sels ammoniacaux et de leurs dérivés;** par MM. Dumas, Malaguti et Leblanc (*ibid.*, p. 442 et 656). — **Sur la formation des amides;** par les mêmes (*ibid.*, p. 734). — **Sur l'identité des acides métacétique et butyroacétique;** par les mêmes (*ibid.*, p. 781). — **Sur la composition chimique de l'acide métacétique et de quelques-uns de ses dérivés;** par MM. Kolbe et Frankland (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLII, p. 313). — **Sur le butyronitrile et le valéronitrile;** par M. Hofmann (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXV, p. 55). — **Sur un nouveau procédé de préparation des nitriles;** par MM. Laurent et Chancel (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXV, p. 884).

En faisant réagir l'acide phosphorique anhydre sur l'acétate

d'ammoniaque cristallisé, il passe à la distillation un liquide soluble dans l'eau en toutes proportions. On le purifie en le faisant digérer sur une solution saturée de chlorure de calcium, et le distillant ensuite sur le chlorure de calcium solide et la magnésie; il bout à 77°.

Les acides chromique et nitrique sont sans action sur ce corps. Avec la potasse il dégage de l'ammoniaque et régénère de l'acide acétique. Le potassium le décompose à froid, avec dégagement de chaleur; il se forme du cyanure de potassium, et il se dégage un mélange d'hydrogène libre et d'hydrogène carboné.

L'analyse de ce liquide a conduit à la formule

$$C^4H^3Az,$$

qui représente 4 volumes de vapeur.

Le nom d'*acétonitrile* que M. Dumas donne à ce corps, doit rappeler son analogie avec le benzonitrile, découvert par M. Fehling dans les produits de la distillation sèche du benzoate d'ammoniaque (*Annuaire de Chimie*, 1845, p. 303). M. Dumas a d'ailleurs obtenu le benzonitrile en traitant le benzoate d'ammoniaque par l'acide phosphorique anhydre.

De concert avec MM. Malaguti et Leblanc, M. Dumas a étendu sur les sels ammoniacaux en général, l'étude de cette action de l'acide phosphorique anhydre. Nous emprunterons au mémoire de ces chimistes les conclusions qui dérivent de leurs recherches, au point où elles sont arrivées jusqu'à ce jour, et nous reviendrons ensuite sur les résultats nouveaux.

« Les sels ammoniacaux de la série des acides gras et leurs amides peuvent, en perdant de l'eau, donner naissance à des cyanhydrates d'hydrogène carboné.

« Les amides des sels ammoniacaux précédents se dédoublent sous l'influence du potassium, comme des composés qui contiendraient de l'acide cyanhydrique et de l'alcool.

« Les cyanhydrates d'hydrogène carboné provenant soit des sels ammoniacaux précédents, soit de leurs amides, régénèrent par l'action des alcalis, l'acide du sel ammoniacal primitif en fixant de l'eau et en dégageant de l'ammoniaque.

« Les sels ammoniacaux et les amides, qui sortent de la série citée, se comportent d'une manière tout à fait différente. »

Cyanhydrate de méthylène C^2AzH, C^2H^2. — La formule de l'acéto-

nitrile C^4H^3Az est également celle du cyanhydrate de méthylène qui n'avait pas encore été préparé jusque-là. Les auteurs l'ont obtenu en faisant réagir le cyanure de potassium sec sur le sulfate de méthylène ; le produit possède une odeur repoussante due au formiate et au cyanhydrate d'ammoniaque ; on éloigne ces sels en faisant bouillir sur du bioxyde de mercure, puis sur de l'acide phosphorique anhydre.

Ainsi purifié, le cyanhydrate de méthylène constitue un liquide qui possède toutes les propriétés de l'acétonitrile. Les alcalis n'agissent pas sur lui comme sur les éthers composés, mais ils le transforment en acide acétique et en ammoniaque.

Acétamide $C^4H^5AzO^2$. — L'acétonitrile se produit mieux encore au moyen de *l'acétamide*. Cette dernière qui a été préparée pour la première fois dans ce but, s'obtient très-facilement en traitant l'éther acétique par l'ammoniaque. Elle cristallise en aiguilles prismatiques, partant d'un centre commun ; très-déliquescente, elle fond à 78° et bout à 221°.

Le chloracétate d'ammoniaque et la chloracétamide fournissent avec l'acide phosphorique anhydre un composé

$$C^4Cl^3Az \text{ (4 volumes de vapeur)},$$

liquide bouillant à 81° et d'une densité de 1,444 ; il donne de l'acide chloracétique dans les cas où le composé correspondant forme de l'acide acétique.

Acide métacétique $C^8H^8O^4$. — L'éther cyanhydrique doit être à l'acide métacétique ce qu'est le cyanhydrate de méthylène à l'acide acétique. Ce raisonnement fort simple a été sanctionné par l'expérience, ce qui a permis de soumettre cet acide à une étude plus attentive, et de rectifier certaines indications qui n'avaient pu être contrôlées jusque-là.

Le métacétate de potasse est un sel blanc, nacré, onctueux au toucher. En présence de l'acide phosphorique sirupeux, l'acide métacétique se sépare en couche huileuse ; par la distillation, les dernières portions, recueillies à part, cristallisent à la température ordinaire en lames semblables à celles de l'acide acétique.

Soumis à la distillation sèche avec un peu d'acide arsénieux, le sel de potasse laisse dégager des produits cacodyliques.

Le sel de baryte cristallise en prismes rhomboïdaux obliques, d'un toucher gras. Le sel d'argent cristallise en houppes soyeuses.

Toutes ces données coïncident avec l'acide que M. J. Nicklès avait retiré des produits de la fermentation du tartre brut (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 465), et qu'il avait désigné momentanément sous le nom d'acide butyroacétique ; les renseignements peu exacts qu'on avait alors sur l'acide métacétique, ne lui permettant pas de réunir ces deux acides.

L'étude comparative des deux acides, faite par MM. Dumas, Malaguti et Leblanc, constate leur identité ; ils les confondent sous le nom d'*acide propionique*, qui doit rappeler sa place dans la série des acides gras, dont il est le premier.

Ether métacétique et métacétamide. — L'acide métacétique s'éthérifie très-facilement ; au contact de l'ammoniaque, cet éther se transforme rapidement en métacétamide qui, sous l'influence de l'acide phosphorique anhydre, donne, ainsi que le métacétate d'ammoniaque, un produit doué de tous les caractères de l'éther cyanhydrique de l'alcool.

MM. Kolbe et Frankland, partant d'un autre point de vue, ont été conduits, de leur côté, à préparer l'acide métacétique au moyen de l'éther cyanhydrique. Ils ont remarqué, à cette occasion, que cet éther, est un peu soluble dans l'eau, mais qu'il se sépare complétement de la dissolution, en présence du chlorure de sodium.

Butyronitrile ou *cyanhydrate de métacétène* C^8H^7Az (4 volumes de vapeur). — C'est un liquide huileux, à odeur agréable, rappelant un peu celle de l'essence d'amandes amères. Sa densité est de 0,795 à 12°,5. Il bout à 118°,5. Le potassium le convertit en cyanure, en hydrogène et en un carbure d'hydrogène nouveau.

M. Hofmann a préparé ce composé par une autre méthode ; il a dirigé les vapeurs de la butyramide sur de la chaux chauffée au rouge. La *valéramide* a donné des résultats analogues.

Nous rappellerons, à cette occasion, que le liquide soluble dans la potasse, avec dégagement d'ammoniaque, obtenu par M. Chancel, il y a cinq ans, en faisant passer de la butyramide en vapeur sur de la baryte caustique, a été reconnu par MM. Laurent et Chancel pour du butyronitrile. Ces chimistes l'appellent aussi *imide butyrique*, l'azote y étant contenu, selon eux, à l'état d'imide AzH.

Valéramide. — *Valéronitrile* ou *cyanhydrate de butyrène* $C^{10}H^9Az$. — La valéramide, obtenue dans les mêmes conditions de préparation que la butyramide, donne, par l'acide phosphorique anhydre, le valéronitrile, que M. Schlieper avait reconnu dans les produits

d'oxydation de la gélatine (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 662). Le potassium le décompose à froid en cyanure, hydrogène et en un hydrogène carboné nouveau.

Amides et action du potassium sur ces composés. — MM. Dumas, Malaguti et Leblanc ont constaté que les éthers, sur lesquels l'ammoniaque agit avec le plus de lenteur, sous la pression ordinaire, se convertissent aisément en amides, à une température supérieure à 100°, dans des tubes clos. L'éther benzoïque s'est surtout prêté à cette réaction.

Dans l'espoir d'arriver à un mode de génération des alcools, MM. Dumas, Malaguti et Leblanc ont étudié l'action du potassium sur les amides, dont les acides correspondent à un hydrogène carboné isomère, avec le gaz oléfiant, par exemple :

$$\underset{\text{Acétamide.}}{C^4H^5O^2Az} = \underset{\text{Ac. cyanhydrique.}}{C^2AzH} + \underset{\text{Esprit de bois.}}{C^2H^4O^2}$$

Le potassium donne, en effet, du cyanure avec l'acétamide; mais au lieu de méthylate de potasse C^2H^3O,KO, il se produit de l'hydrogène libre, un carbure d'hydrogène gazeux et de la potasse.

Si donc, on voulait admettre la préexistence de l'esprit de bois dans l'acétamide, il faudrait conclure que le potassium, au contact de l'esprit de bois à l'état naissant, agit différemment que dans les circonstances ordinaires.

Les amides correspondants aux alcools, dont on peut extraire un carbure isomère avec le gaz oléfiant, satisfont seuls à ce genre de réaction; et si MM. Woehler et Liebig ont constaté la production d'un cyanure avec la benzamide, cela tient, suivant les auteurs, à une réaction secondaire.

285. — Sur les produits de décomposition du cuminate d'ammoniaque par la chaleur; par M. F. Field (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXV, p. 45).

En soumettant le cuminate d'ammoniaque dans un tube fermé aux deux bouts, à une température voisine du point d'ébullition de l'huile, on obtient une masse cristalline fondue, insoluble dans l'eau et l'ammoniaque et soluble dans l'eau chaude, d'où elle se sépare en lames. Purifiés convenablement par des cristallisations dans l'eau ammoniacale, ces cristaux constituent de la *cuminamide* pure $C^{20}H^{13}AzO^2$.

Ce corps se prépare aussi quand on maintient le cuminate d'ammoniaque pendant quelque temps dans un état voisin de la fusion.

La cuminamide cristallise sous deux formes comme la benzamide. Dans une dissolution concentrée et cristallisant rapidement, on obtient des lames brillantes; il se forme au contraire des aiguilles opaques quand la cristallisation s'opère lentement.

La cuminamide est soluble en toute proportion dans l'alcool et dans l'éther. Les alcalis et les acides n'ont que peu d'action sur elle.

Cuminonitrile. — Lorsqu'on fait fondre du cuminate d'ammoniaque, et qu'on le maintient en vive ébullition, il passe de l'eau qui entraîne de grosses gouttes d'une huile jaunâtre que l'on sépare à l'aide d'une pipette; on verse le reste du liquide dans la cornue refroidie et on distille de nouveau. Au bout de cinq à six opérations, on a une quantité suffisante de produit brut qu'on lave avec de l'ammoniaque pour le débarrasser de l'acide cuminique adhérent, puis avec l'acide chlorhydrique, et enfin avec de l'eau que l'on éloigne par le chlorure de calcium. Le point d'ébullition du cuminonitrile rectifié est de 239° à la pression de 758,5.

Ce liquide est très-réfringent, il possède une odeur forte mais agréable, sa saveur est caustique; il rend l'eau laiteuse en s'y dissolvant un peu; il est soluble en toutes proportions dans l'alcool et dans l'éther; sa densité est de 0,765 à 14°.

La vapeur du cuminonitrile est inflammable, sa flamme très-brillante, dépose beaucoup de suie.

L'acide nitrique concentré n'agit qu'à l'ébullition; au bout de quelque temps il se sépare un corps qui paraît être de l'acide cuminique. Chauffé avec du potassium, le cuminonitrile brunit et précipite dès lors les sels de fer en bleu.

La potasse, en dissolution alcoolique, n'agit qu'au bout de plusieurs jours et transforme le cuminonitrile en cuminamide.

La composition du cuminonitrile se représente par :

$$C^{20}H^{11}Az.$$

M. Field termine son travail par la description de la nitrobenzamide $C^{14}H^{6}Az^{2}O^{6}$, qui est insoluble à froid dans l'eau et dans l'ammoniaque, mais qui se sépare de l'eau chaude en belles aiguilles jaunes. Il a préparé cet amide en maintenant le nitrobenzoate d'ammoniaque en fusion pendant quelque temps.

Le benzoate d'ammoniaque, traité de la même manière, n'a pas

fourni de benzamide, mais le chlorobenzoate a produit un corps, insoluble dans l'eau froide et cristallisant en belles aiguilles dans l'eau chaude. L'auteur ignorait le degré de chloruration de l'acide employé. En essayant de préparer cet acide par le procédé de M. Stenhouse (*Annuaire de Chimie*, 1846, p. 474), il a obtenu un corps de propriétés différentes et qui avait la composition

$$C^{14}H^4ClO^3 + HO.$$

286. — Action de l'acide sulfhydrique sur les hydramides; par M. CAHOURS (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXV, p. 457).

Les expériences de MM. Liebig et Woehler, relatives à l'action de l'hydrogène sulfuré sur l'ammonialdéhyde (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 525), ont été étendues par M. Cahours, à la classe des composés que M. Gerhardt a désignés sous le nom d'*hydramides*. Ces recherches ont conduit à une série de corps sulfurés nouveaux, qui prennent également naissance quand on fait réagir le sulfhydrate d'ammoniaque sur les aldéhydes correspondants, ou l'hydrogène sulfuré sur les amides. Ainsi, en faisant agir du sulfhydrate d'ammoniaque sur une dissolution alcoolique d'essence d'amandes amères, M. Laurent a obtenu du sulfure d'hydrobenzoïle préparé également par M. Cahours, en faisant passer de l'hydrogène sulfuré à travers une dissolution alcoolique d'hydrobenzamide :

$$C^{42}H^{18}Az^2 + 8SH = C^{42}H^{18}S^6 + 2(SH, AzH^3),$$

La cinnhydramide et l'anishydramide, la furfuramide et la sulfhydramide se comportent d'une manière analogue.

Les aldéhydes analogues à l'huile d'amandes amères, représentées par les formules :

$C^{14}H^6O^2$	peuvent donc fournir les composés sulfurés correspondants.	$C^{14}H^6S^2$ thiobenzol.
$C^{14}H^6O^4$		$C^{14}H^6S^2O^2$ thiosalicol.
$C^{18}H^8O^2$		$C^{18}H^8S^2$ thiocinnol.
$C^{16}H^8O^4$		$C^{16}H^8S^2O^2$ thianisol.
$C^{20}H^{12}O^2$		$C^{20}H^{12}S^2$ thiocumol.
$C^{10}H^4O^4$		$C^{10}H^4S^2O^2$ thiofurfol.

M. Cahours s'est assuré que le thiocinnol et le thianisol pouvaient également se produire par l'action du sulfhydrate d'ammoniaque,

sur une dissolution alcoolique d'essence de cannelle et d'hydrure d'anisyle.

287. — Sur les amides de la naphtalidame; par M. Lesbos (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIV, p. 1091).

M. Lesbos a essayé d'appliquer à la naphtalidame, l'idée émise par M. Gerhardt et vérifiée par lui sur l'aniline (*Annuaire de Chimie*, 1846, p. 466, et 1847, p. 418). En un mot, il s'est assuré que la naphtalidame peut produire des amides dans des circonstances semblables à celles dans lesquelles se produisent les amides et les anilides.

Carbamide naphtalidamique $C^{21}H^{7}AzO$. — Quand on soumet l'oxalate neutre de naphtalidame à la distillation sèche, il fond, perd de l'eau, puis il dégage avec effervescence de l'oxyde de carbone et de l'acide carbonique; il distille en même temps de la naphtalidame et de la *carbamide naphtalidamique*. En faisant bouillir ensuite avec de l'alcool la masse jaunâtre qui se trouve dans le récipient, on obtient la carbamide à l'état de pureté. Elle se présente alors sous forme d'une masse légère, d'une grande blancheur et d'un aspect soyeux. A une température assez élevée, elle distille et se décompose en partie. Insoluble dans l'eau, elle est peu soluble dans l'alcool bouillant qui la laisse déposer, par le refroidissement, en aiguilles microscopiques sur lesquelles les acides étendus et la potasse sont sans action.

La carbamide naphtalidamique sulfurée $C^{21}H^{8}AzS$ se produit par l'action directe du sulfure de carbone sur la naphtalidame, dissoute dans l'alcool absolu; au bout de quelques jours le produit se dépose en masse cristalline; la dissolution retient de l'hydrosulfate de naphtalidame.

Cette carbamide se sépare en aiguilles quand on emploie des dissolutions étendues; elle est insoluble dans l'eau, dans l'alcool et le sulfure de carbone.

Mise en ébullition avec une dissolution alcoolique de potasse, elle échange son soufre contre de l'oxygène, et régénère de la carbamide naphtalidamique.

288. — Sur les combinaisons du cyanogène; par M. Wurtz (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIV, p. 436).

M. Wurtz décrit d'abord un procédé très-commode pour préparer

l'acide cyanurique, il consiste à traiter de l'urée fondue par un courant de chlore sec.

$$\underbrace{3(C^2H^4Az^2O^2)}_{\text{Urée.}} + 3Cl = Az + ClH + 2(AzH^4Cl) + \underbrace{C^6Az^3H^3O^6}_{\text{Ac. cyanurique.}}$$

On sépare l'acide cyanurique des autres produits au moyen d'un peu d'eau, qui laisse l'acide cyanurique sous la forme d'une poudre blanche.

L'auteur s'occupe ensuite de deux corps nouveaux, l'un le chlorhydrure de cyanogène $C^6Az^3Cl^2H$, l'autre le chlorure de cyanogène liquide $C^4Az^2Cl^2$, qui ne diffère du premier que par 1 équivalent d'acide cyanhydrique.

Chlorhydrure de cyanogène. — Lorsqu'on fait passer un courant de chlore dans de l'acide prussique aqueux ; il se produit peu à peu une légère élévation de température ; il se dégage en même temps une vapeur qui se condense en gouttelettes, et qui constitue le produit principal de la réaction. Pour le recueillir, on adapte à la cornue un tube à chlorure de calcium, terminé par un tube recourbé plongeant dans un ballon refroidi ; à la fin de l'opération on trouve dans le récipient un liquide limpide, très-volatil, fumant à l'air, d'une odeur très-irritante ; c'est le chlorhydrure souillé d'acide chlorhydrique et d'acide cyanhydrique ; on le débarrasse de ces acides en l'agitant avec deux ou trois fois son volume d'eau froide ; on décante la couche de liquide qui se sépare de l'eau, et on distille en faisant passer la vapeur sur du chlorure de calcium.

Ainsi purifié, le chlorhydrure de cyanogène constitue un liquide incolore, corrosif, son odeur est très-irritante ; il bout à 20° ; sa vapeur brûle avec une flamme violette ; il est un peu soluble dans l'eau, sa dissolution précipite le nitrate d'argent.

Le chlore sec le transforme en chlorure solide de cyanogène, et en acide chlorhydrique.

Traité par l'oxyde de mercure, le chlorhydrure de cyanogène se transforme en chlorure de cyanogène liquide. Pour éviter une réaction trop vive on mélange cet oxyde avec du chlorure de calcium fondu, on a soin de refroidir ; au bout de quelques heures de contact on distille au bain-marie ; le produit qui se condense constitue le chlorure de cyanogène liquide $C^4Az^2Cl^2$; il bout à 16° ; à —7°

il se prend en une masse cristalline formée par de longues tables transparentes; sa vapeur est très-irritante, elle est incombustible.

Sa dissolution aqueuse ne précipite pas le nitrate d'argent, mais lorsqu'on ajoute une goutte de potasse et qu'on neutralise ensuite par l'acide nitrique, on observe une effervescence de gaz carbonique, et la liqueur neutralisée précipite le nitrate d'argent.

289. — Sur le cyanogène et le paracyanogène; par M. Delbruck (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLI, p. 161).

M. Delbruck a non-seulement confirmé les expériences de M. Desfosses sur la production directe du cyanogène, mais il a prouvé cette formation par d'autres expériences. On sait que le procédé de M. Desfosses consiste à faire passer de l'azote sur un mélange de charbon de sucre et de carbonate de potasse. M. Delbruck a supprimé le charbon de sucre; il a fait arriver un mélange d'acide carbonique et d'azote sur du potassium chauffé, et il a obtenu ainsi de petites quantités de cyanure.

L'auteur obtint en outre du cyanogène dans les circonstances suivantes :

Il chauffa du potassium dans de l'oxyde de carbone jusqu'à ce qu'il y eût combinaison, puis dans un courant de deutoxyde d'azote; il réussit également en faisant passer un mélange d'acide carbonique et d'ammoniaque sur du potassium, ou bien en faisant fondre du potassium avec des morceaux de carbonate d'ammoniaque.

Paracyanogène. — Aux différents procédés pour former ce corps, M. Delbruck ajoute les suivants : si l'on verse une petite quantité d'acide sulfurique dans une dissolution concentrée de cyanure de potassium, et qu'on abandonne le mélange à lui-même, sans chauffer, il se forme au bout de quelque temps du paracyanogène.

Il s'en forme très-facilement quand on dirige de l'acide cyanhydrique dans une dissolution de cyanure de potassium.

En rapprochant les différentes circonstances dans lesquelles se forme le paracyanogène, M. Delbruck croit pouvoir établir que la production de ce corps est toujours précédée de la décomposition d'un cyanure. De plus, il résulte de ses recherches que les produits, tels que les fournissent les différents procédés ne sont pas identiques, mais qu'ils ont certaines propriétés communes. D'après M. Delbruck il n'y a que le cyanure de mercure et le cyanure d'argent

qui paraissent fournir du paracyanogène pur. Au reste, l'étude de l'action de la chaleur et des acides confirme cette opinion.

L'acide nitrique est sans action sur le paracyanogène, préparé avec les cyanures de mercure ou d'argent; obtenu à l'aide de l'une des autres méthodes, le paracyanogène se dissout partiellement dans l'acide nitrique, et se dépose presque complétement, sous forme d'une poudre jaune, si l'on ajoute de l'eau. Les sels de plomb ou d'argent produisent une séparation plus complète. Quand on a employé un sel d'argent, l'ammoniaque détermine dans la liqueur un précipité qui contient de l'argent; l'acétate de plomb précipite cette liqueur en blanc, les sels de cuivre en vert clair. L'auteur ne donne rien de précis à l'égard de ces composés.

Sous l'influence de la chaleur, les différents paracyanogènes bien secs se transforment en cyanogène gazeux; les paracyanures de mercure et d'argent se volatilisent complétement, les autres laissent un résidu de charbon.

Calciné dans un courant d'hydrogène, le paracyanogène se décompose à une température assez basse, en acide cyanhydrique et en ammoniaque; le résidu consiste en une quantité plus ou moins grande de charbon. M. Delbruck insiste sur cette réaction comme caractéristique du paracyanogène.

Le chlore, avec l'aide de la chaleur, a donné naissance à des vapeurs blanches qui se sont condensées en petits cristaux d'un chlorure de cyanogène que l'auteur croit inconnu; il a observé en même temps que le chlore se combine avec chacune des variétés de paracyanogène, et engendre le chlorure de cyanogène sous ses modifications solides.

Le soufre est sans action sur le paracyanogène.

M. Delbruck termine sa note par la description d'un procédé de détermination qualitative de l'azote.

Ce procédé consiste à remplir d'hydrogène le tube à combustion renfermant le mélange à analyser. Le tube ayant été étiré et courbé à angle droit, la partie courbée, qui doit avoir la longueur de la colonne barométrique est plongée dans du mercure; à mesure que l'hydrogène se brûle, le mercure monte et arrive ainsi sensiblement à la hauteur du baromètre, ce qui prouve que l'air est chassé de l'appareil.

Dans ces opérations, M. Delbruck évite l'emploi des bouchons en étirant le tube à la lampe.

290. — Action de la chaleur sur les cyanures; par M. Rammelsberg (*Archiv der Pharmacie*, t. XCVIII, p. 151).

Le *cyanure d'argent* perd la moitié de son cyanogène en abandonnant du paracyanure d'argent.

Le *bleu de Prusse* ne se déshydrate entièrement qu'à 250°, à cette température, il commence à se décomposer. Chauffé sur une lampe à esprit-de-vin, il laisse un résidu noir, qui renferme 14 pour 100 de charbon et autant d'azote. L'auteur considère ce résidu comme un mélange de carbure et de paracyanure de fer.

L'*acide ferrocyanhydrique* se décompose en acide cyanhydrique et cyanure de fer, ce dernier se dédouble, à son tour, en paracyanure et en carbure.

Le *cyanoferrure de potassium* exige une forte chaleur pour se décomposer. Le résidu consiste en une masse noire, formée de cyanure de potassium et carbure de fer.

Le *cyanoferrure de calcium* se décompose assez facilement en azote, cyanure de calcium et carbure de fer.

Le *cyanoferrure de zinc* forme du paracyanure de zinc et du carbure de fer.

Le *cyanoferrure de plomb* dégage du cyanogène et de l'azote, en abandonnant un mélange de paracyanure et de carbure.

Le *cyanure de zinc* ne se modifie qu'au rouge intense; à cette température, il se volatilise en partie; le résidu est noir et possède la composition du cyanure employé, néanmoins, il ne dégage pas d'acide cyanhydrique par les acides.

Le *cyanure de nickel* et le *cyanure de cobalt* se décomposent avec incandescence; il se dégage les $\frac{5}{6}$ d'azote. Le résidu est noir, et peut être considéré comme un mélange de carbone, de paracyanure et de carbure.

Le *cyanure de cuivre* est fusible sans décomposition. Au rouge, il se transforme partiellement en paracyanure, une petite portion reste intacte.

M. Rammelsberg annonce, à cette occasion, l'existence d'un cyanoferrure de cuivre, formé de 2 équivalents de cyanure de potassium, et de 3 équivalents de cyanure de cuivre.

Le cyanure bleu de M. Doebereiner, qui se forme quand on précipite le cyanoplatinure de potassium par le nitrate de mercure, est, d'après l'auteur, une combinaison de 5 équivalents de cyano-

platinure de mercure, et de 1 équivalent de cyanoplatinure de potassium. Chauffé avec de l'eau, il se transforme dans ces deux cyanures doubles.

291. — Préparation du ferricyanure de potassium; par M. WALTER (*Repertorium fur die Pharmacie*, t. XLIV, p. 42).

On dissout le ferrocyanure de potassium dans 12 ou 15 parties d'eau; on porte à l'ébullition et on y ajoute de temps en temps, de l'hypochlorite de chaux, jusqu'à ce que la liqueur ne précipite plus les sels de peroxyde de fer. A ce point, on ajoute du carbonate de potasse en excès, on filtre et on fait cristalliser.

292. — Des cyanures doubles; par M. MONTHIERS (*Journal de Pharmacie et de Chimie*, 3e série, t. XI, p. 249).

Cuprocyanure de potassium $(C^2Az)Cu(C^2Az)K$. — Les auteurs qui, jusqu'à ce jour, se sont occupés de ce sel, l'ont préparé avec le cyanure de potassium et l'hydrate de cuivre; à cette méthode, qui a le défaut d'introduire du cyanate et d'autres matières, M. Monthiers préfère celle que M. Kuhlmann a recommandée, pour la préparation du prussiate jaune; elle consiste, à faire arriver un courant d'acide cyanhydrique dans de la potasse, contenant de l'oxyde de cuivre en suspension; quand tout le cuivre est dissous, on a une dissolution incolore, qui donne un sel parfaitement blanc et d'une composition constante.

Ce cyanure double se décompose à une température assez élevée; il fond d'abord et répand ensuite une odeur prussique. L'action des acides et des alcalis, est la même que sur le cyanoferrure de potassium.

Le cuprocyanure d'ammonium forme, avec les sels de cuivre, un précipité jaune d'abord, puis vert; il se dégage en même temps du cyanogène. L'analyse conduit à la formule :

$$2(Cu^2,C^2Az),CuAzH^4,C^2Az,HO.$$

Cyanoferrure de cuivre ammoniacal $(C^2Az)Fe, 2(C^2Az,Cu), 2AzH^3 + HO$. — Ce sel se forme quand on verse un sel de cuivre ammoniacal dans du cyanoferrure de potassium; il se précipite une poudre cristalline jaune qui ne perd de l'ammoniaque que vers 130°; à une température plus élevée, il se dégage du cyanhydrate de la même base.

Les alcalis en dégagent l'ammoniaque et le convertissent en cyanoferrure de potassium.

A l'état humide, ce composé absorbe une nouvelle quantité d'ammoniaque avec dégagement de chaleur et devient vert. En cet état, il constitue du *cyanoferrure de cuivre biammoniacal* $(C^2Az)\,Fe,\,2(C^2Az,Cu,)\,4AzH^3 + aq$.

Cependant M. Monthiers préfère produire ce nouveau composé en faisant passer l'ammoniaque sur le cyanoferrure de cuivre marron. Ce composé perd de l'ammoniaque à l'air.

M. Boudault (*Annuaire de Chimie*, 1846, p. 381), a déjà insisté sur le rôle oxydant du cyanoferrure en présence des alcalis fixes; M. Monthiers s'est assuré, que l'ammoniaque agit comme ces derniers; ainsi le prussiate rouge est ramené par cet alcali, à l'état de prussiate jaune, il se dégage en même temps de l'azote provenant de la réduction de l'ammoniaque par l'oxygène libre.

293. — Sur l'acide cobalticyanhydrique; par M. Zwenger (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXII, p. 159).

Le cobalticyanure de potassium possède une composition et des propriétés qui sont analogues au ferricyanure de potassium; le cobalt ne peut y être reconnu que par la destruction du composé. Ces considérations ont engagé M. Zwenger à en isoler l'acide, qui est resté inconnu jusqu'à ce jour, et à le soumettre à un examen attentif.

Cet acide, que l'auteur appelle acide *cobalticyanhydrique*, se prépare très-facilement quand on décompose le cobalticyanure de cuivre par l'hydrogène sulfuré. Il se dépose du sulfure de cuivre, et le liquide limpide retient de l'acide cobalticyanhydrique, qui se sépare en aiguilles incolores après une forte concentration.

On peut encore le retirer du cobalticyanure de potassium, quand on chauffe une dissolution aqueuse de ce sel, avec de l'acide sulfurique ou de l'acide nitrique concentrés. Le produit retient du sulfate de potasse qu'on éloigne au moyen de l'alcool absolu dans lequel l'acide cobalticyanhydrique est soluble. Ce procédé entraîne à des pertes de substance; car, on a des difficultés à séparer les dernières portions d'acide sulfurique.

L'acide cobalticyanhydrique décompose les carbonates avec énergie; de même, il décompose l'eau en présence du fer ou du zinc. Il est très-déliquescent; sa dissolution aqueuse n'éprouve que peu ou

point d'altération, même par l'ébullition. Soluble dans l'alcool, il est insoluble dans l'éther.

A 100° l'acide cristallisé perd de l'eau et devient opaque ; à une température plus élevée, il dégage de l'acide cyanhydrique en jaunissant. A 190°, il verdit ; à 250° le résidu est bleu, mais il perd sa couleur au contact de l'eau ou de l'air humide, pour devenir rougeâtre. Enfin, quand on augmente la chaleur, cette matière abandonne encore une portion de carbonate et de cyanure ammoniques, puis il devient incandescent et se transforme en carbure de cobalt, qu'on ne peut oxyder complétement que par une calcination prolongée dans un courant d'oxygène.

M. Zwenger attribue à l'acide cristallisé la formule :

$$6(C^2Az)^2Co + 3H + HO;$$

mais il convient qu'il n'a pu en déterminer l'eau avec exactitude.

Les acides chlorhydrique et nitrique ne décomposent pas l'acide cobalticyanhydrique, même à chaud ; le premier le dissout. L'acide nitrique n'exerce d'action dissolvante qu'en présence de l'eau ; l'acide sulfurique aqueux le dissout également ; l'acide concentré le décompose à chaud, il se dégage de l'oxyde de carbone et de l'acide carbonique ainsi que de l'acide sulfureux ; le résidu se compose de sulfate d'ammoniaque et de sulfate de cobalt.

Si l'on ajoute de l'eau pendant que cette décomposition s'opère, il se précipite un corps qui bleuit par la chaleur en perdant de l'eau. La potasse en sépare du protoxyde de cobalt, et la liqueur retient du cobalticyanure de cobalt.

L'eau, les acides nitrique et chlorhydrique concentrés sont sans action sur ce précipité dont la composition est exprimée par la formule :

$$6(C^2Az)Co^2 + 3Co + 12\,aq.$$

Cobalticyanure de potassium $6(C^2Az)Co^2, K^3$. — Cette combinaison a été découverte et examinée par M. Gmelin, qui l'obtint en versant de l'acide cyanhydrique sur du cyanure ou du carbonate de cobalt, arrosés d'une lessive de potasse. M. Zwenger la prépare en dissolvant du cyanure de cobalt, dans du cyanure de potassium. La réaction est la suivante :

$$4(C^2Az,K) + 2(C^2Az,Co) = Co^2, 6(C^2Az) + 3K + K.$$

1 équivalent de potassium est mis en liberté, et c'est ce qui explique

le dégagement d'hydrogène qu'on observe durant cette décomposition. M. Zwenger s'est assuré, en effet, que l'hydrogène dégagé, correspondait exactement au potassium mis en liberté.

Le *cobalticyanure de sodium* $6(C^2Az)Co^2,Na^3 + 4aq.$ se prépare quand on neutralise du carbonate de soude par de l'acide cobalticyanhydrique. Il cristallise en longues aiguilles, incolores, très-solubles dans l'eau, mais insolubles dans l'alcool. Il perd son eau à 100°.

Cobalticyanure d'ammonium $6(C^2Az)Co^2,3AzH^4 + HO.$—Quand on sature l'acide cobalticyanhydrique par l'ammoniaque, cette combinaison se sépare en tables à quatre pans solubles dans l'eau et un peu solubles dans l'alcool. Elle supporte une température de 100° sans perdre de son poids; à 225°, il se forme du cyanure d'ammonium et du carbonate d'ammoniaque et un résidu bleu qui paraît identique à celui que fournit l'acide pur dans les mêmes circonstances.

Le *cobalticyanure de barium* $6(C^2Az)Co^2,Ba^3 + 6HO + 16aq.$ se forme quand on décompose le carbonate de baryte par l'acide cobalticyanhydrique. Il cristallise en prismes incolores très-solubles dans l'eau, mais insolubles dans l'alcool.

A 100°, il perd 16 équivalents d'eau.

On prépare le *cobalticyanure de cuivre*, $6(C^2Az)\ Co^2,Cu^3 + 7HO$ en précipitant le cobalticyanure de potassium par le sulfate de cuivre; ce corps est insoluble dans l'eau et les acides, l'ammoniaque le dissout en bleuissant, la potasse en sépare de l'oxyde de cuivre.

Il retient l'eau avec opiniâtreté, à 240° il n'en a perdu que 5 équivalents.

Cobalticyanure de cuivre ammoniacal $6(C^2Az)Co^2,Cu^3 + 2AzH^3 + 5aq.$—En abandonnant à elle-même la dissolution ammoniacale du sel précédent, il se sépare de petits prismes bleus, brillants, insolubles dans l'eau. A l'air et à 100° ils perdent de l'ammoniaque; les acides leur enlèvent également cette dernière qui se sépare aussi en présence de la potasse.

Le *cobalticyanure de cobalt* $6(C^2Az)Co^2,Co^3 + 14aq.$ s'obtient dans les mêmes circonstances que celui de cuivre; il est insoluble dans l'eau et les acides. La potasse en sépare de l'hydrate de cobalt; l'ammoniaque le dissout avec une couleur rouge. Il ne perd complétement son eau qu'à une température supérieure à 100°.

Le *cobalticyanure de nickel* $6(C^2Az)Co^2,Ni^3+12HO$ ne peut être préparé qu'en précipitant un sel soluble de nickel par l'acide cobalticyanhydrique en excès; on ne peut pas l'obtenir par double décomposition, par la raison que le précipité retient toujours du cobalticyanure de potassium qu'il est impossible d'enlever.

Insoluble dans l'eau et les acides, cette combinaison ne perd son eau qu'à une température élevée, en même temps elle devient grise pour reprendre sa couleur primitive quand on l'expose à l'air humide.

Cobalticyanure de nickel ammoniacal $6(C^2Az)Co^2,Ni^3+2AzH^3+7aq.$—Récemment précipité, le cobalticyanure de nickel se dissout abondamment dans l'ammoniaque; évaporée lentement, la liqueur laisse déposer la combinaison ammoniacale sous forme d'écailles bleuâtres. On peut également la séparer au moyen de l'alcool; dans ce cas, elle n'est pas cristalline. L'eau est sans action sur elle; les acides lui enlèvent de l'ammoniaque. Elle est inaltérable à l'air et à 100°. A une température plus élevée, elle brûle en se boursouflant.

Le *cobalticyanure de plomb* $6(C^2Az)Co^2,Pb^3+HO+3aq.$ s'obtient comme celui de nickel. Il cristallise en lames nacrées, très-solubles dans l'eau, mais insolubles dans l'alcool. A 100°, il perd 3 équivalents d'eau.

Cobalticyanure de plomb basique $6(C^2Az)Co^2,Pb^3+6PbO+3HO.$ —Quand on verse de l'ammoniaque dans le sel précédent, il se forme un dépôt volumineux qui renferme tout le plomb et la dissolution retient du cyanure d'ammonium.

Cette combinaison, dont nous venons de donner la formule, ne paraît pas posséder toujours la même composition.

Cobalticyanure d'argent $6(C^2Az)Co^2,3Ag.$—Il s'obtient par double décomposition, en masse floconneuse, insoluble dans l'eau et les acides, la lumière est sans action sur lui.

Cobalticyanure d'argent ammoniacal $6(C^2Az)Co^2,Ag^3+AzH^3+HO.$ —Le composé précédent se dissout dans l'ammoniaque. Par l'évaporation lente, la liqueur dépose la combinaison ammoniacale en prismes transparents, insolubles dans l'eau et inaltérables à l'air et à 100°; à 170°, ils perdent de l'eau et de l'ammoniaque.

294. — Sur les combinaisons cyanurées du platine; par M. Quadrat (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXIII, p. 164 et t. LXV, p. 249). — **Sur les polycyanures**; par M. Laurent (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXVI, p. 295).

Aux trois séries de cyanures platiniques doubles qu'on connaît

(*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 338), M. Quadrat en rattache une quatrième, formée de 5 équivalents de protocyanure de platine et de 6 équivalents d'un autre cyanure.

Il donne, en effet, une liste étendue de composés nouveaux possédant tous une formule très-compliquée.

M. Laurent vient de démontrer que les platinocyanures décrits par M. Quadrat sont identiques aux sels de M. Gmelin.

Au reste, M. Quadrat lui-même paraît douter de l'exactitude de ses premières analyses, et annonce qu'il y reviendra dans un prochain mémoire.

M. Laurent termine sa note par un tableau dans lequel il inscrit tous les cyanures doubles représentés d'après la formule

$$C^2Az^2M^2.$$

295. — Procédé pour préparer le sulfocyanure d'ammonium; par M. Liebig (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXI, p. 126).

On sature par l'acide sulfhydrique 60 grammes d'ammoniaque liquide de 0,95 de densité, puis on ajoute, au sulfhydrate qui en résulte, 180 grammes de la même dissolution ammoniacale.

D'un autre côté, on distille 180 grammes de prussiate de potasse avec 150 grammes d'acide sulfurique, et 560 grammes d'eau. Le produit de la distillation est ajouté au liquide ammoniacal et on fait digérer le mélange avec 60 grammes de fleur de soufre au bain-marie, jusqu'à ce que le soufre ne change plus d'aspect et que le liquide soit devenu jaune. A ce point, on fait bouillir pour chasser le sulfhydrate d'ammoniaque. Le liquide, devenu incolore, est filtré et évaporé jusqu'à cristallisation.

On obtient ainsi 100 grammes de sulfocyanure d'ammonium à l'état de poudre blanche et sèche.

M. Liebig signale cette action du sulfure d'ammonium sur l'acide cyanhydrique, comme un réactif pour déceler ce dernier. Ainsi, en évaporant sur un verre de montre, quelques gouttes de sulfure d'ammonium, avec un acide cyanhydrique tellement dilué, qu'il ne précipite plus les sels de fer, on obtient un liquide suffisamment riche en sulfocyanure pour précipiter encore ces mêmes sels en rouge, et pour donner avec les sels de cuivre, sous l'influence de l'acide sulfureux, un précipité blanc de sulfocyanure de cuivre.

Pour rendre ce procédé applicable aux recherches médico-légales, M. Taylor (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXV, p. 263) le modifie de la manière suivante :

Dans un verre de montre on verse l'acide étendu, et on le recouvre d'un autre verre, contenant une goutte de sulfhydrate d'ammoniaque. Au bout de quelques minutes, on chauffe légèrement ce dernier verre, jusqu'à ce que la goutte de liquide qu'il renferme, soit sèche ; toute l'opération est terminée, et on n'a plus qu'à verser une dissolution de chloride de fer pour obtenir le précipité rouge caractéristique.

296. — Sur la préparation de l'acide cyanurique; par M. DE VRIJ (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXI, p. 246).

En chauffant du chlorhydrate d'urée à 145°, il se décompose avec énergie ; la température monte jusqu'à 200° et il se dégage du sel ammoniac.

Après avoir dissous le résidu solide dans l'eau chaude, l'acide cyanurique se dépose par le refroidissement, tandis que les eaux mères contiennent du sel ammoniac.

En portant la température à 320° on obtient le produit blanc décrit par MM. Liebig et Woehler.

297.—Sur la constitution de l'acide cyanurique; par M. WOEHLER (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXII, p. 241).

M. Liebig considère l'acide cyanurique comme tribasique ; d'après M. Woehler, cet acide est bibasique, et se représente par :

$$C^6Az^3HO^4 + 2HO.$$

Cette opinion lui paraît motivée par les faits suivants :

La formule de l'acide considéré comme bibasique, se trouve dans une relation très-simple avec celle de l'urée, et la propriété de cette substance de fournir l'acide cyanurique ; car la formule de l'acide supposé anhydre peut se dédoubler en $2(C^2AzO)$, acide cyanique, et C^2AzHO^2, qui est l'oxyde urénique que M. Berzelius considère comme copulé avec l'ammoniaque dans l'urée. L'acide cyanurique n'est donc, pour M. Woehler, que de l'acide cyanique copulé ; il ne se combine jamais à moins de 2 équivalents de base, parce qu'il renferme 2 équivalents d'acide cyanique ; la copule C^2AzHO^2 est isomère avec l'acide cyanique hydraté $C^2AzO + HO$ et avec le corps désigné sous le nom d'acide cyanurique insoluble.

Cyanurate d'argent $C^6Az^3HO^4 + 2AgO$. — C'est une poudre incolore, cristalline, insoluble dans l'eau, et inaltérable à la lumière. Elle se compose de rhomboèdres microscopiques. Elle supporte 200° sans se modifier. A une température plus élevée, ce sel brunit, développe une odeur d'acide cyanique, et se réduit lentement en argent métallique ; à 100° l'hydrogène le réduit à l'état de sel de protoxyde, violet foncé.

On l'obtient : 1° quand on introduit du carbonate d'argent, récemment précipité, dans un excès d'acide cyanurique en dissolution bouillante ; 2° quand on mêle une dissolution bouillante d'acide cyanurique avec de l'acétate de soude, et qu'on verse le mélange, goutte à goutte, dans une dissolution chaude et étendue de nitrate d'argent ; il faut que ce dernier soit en excès, sinon il se dépose un sel double de soude ; 3° en versant goutte à goutte une dissolution de cyanurate d'ammoniaque, dans une dissolution bouillante de nitrate d'argent en excès ; 4° on l'obtient dans l'état le plus pur, en mêlant des dissolutions bouillantes d'acide cyanurique et d'acétate d'argent. La dissolution peut contenir de l'acide acétique libre sans inconvénient, puisque cet acide, même concentré, n'a pas d'action sur ce cyanurate, mais l'acide nitrique étendu le décompose complétement.

Quand on fait digérer le cyanurate d'argent avec de l'ammoniaque concentrée, il se forme un composé $C^6Az^3HO^4 + 2(AgO, AzH^3)$ insoluble dans l'ammoniaque, mais se modifiant dans ce liquide.

A 60°, il dégage de l'ammoniaque qu'il n'abandonne complétement qu'à 300°.

La potasse bouillante ne décompose pas le cyanurate d'argent, ce sel se borne à fixer un peu de potasse qu'on ne peut enlever par les lavages. Chauffé, ce cyanurate fond d'abord, puis il se décompose en argent, en carbonate et cyanate de potasse.

Le cyanurate tribasique d'argent, a été déjà examiné par M. Liebig qui le considère comme entièrement exempt d'hydrogène ; au contraire, M. Woehler y a trouvé 1 équivalent d'hydrogène qu'il n'a pu enlever, à l'état d'eau, même par une température de plus de 300°. Sa formule est donc :

$$C^6Az^3HO^4 + 3AgO.$$

M. Liebig le prépare, en versant lentement du nitrate d'argent dans une solution bouillante d'acide cyanurique contenant un excès

d'ammoniaque. Ce sel constitue un précipité blanc qui est composé de prismes microscopiques.

La dissolution bouillante, d'où ces prismes se sont déposés, abandonne par le refroidissement une poudre blanche, composée de prismes microscopiques très-allongés qui dégagent de l'ammoniaque en présence de la potasse ou sous l'influence d'une température voisine de 100°. Chauffée pendant deux heures à une température de 250°, elle perd 7 pour 100 de son poids.

M. Woehler croit pouvoir lui assigner la formule :

$$C^6Az^3HO^4,3AgO + C^6Az^3HO^4 + 3(AzH^3,HO).$$

M. Woehler signale encore l'existence d'un sel ammoniacal soluble dans l'ammoniaque étendue et bouillante et qu'il n'a pas examiné.

Sel de plomb. — M. Woehler a constamment obtenu le cyanurate à 3 équivalents d'oxyde de plomb, $C^6Az^3HO^4$, $3PbO + 2HO$. Il le prépare soit en dissolvant du carbonate de plomb hydraté dans un excès d'acide cyanurique en dissolution bouillante, soit en décomposant le cyanurate d'ammoniaque par l'acétate de plomb ; il l'obtient encore au moyen d'une dissolution bouillante d'acide cyanurique, versée dans un grand excès d'acétate de plomb dissous dans l'eau bouillante ; ou bien, et c'est le meilleur procédé, en versant goutte à goutte l'acétate de plomb basique dans une dissolution, chauffée à l'ébullition, d'acide cyanurique en excès. Le sel constitue un précipité lourd, formé de prismes microscopiques à face terminale oblique. Chauffé dans un courant d'hydrogène, il abandonne du plomb métallique et il se forme en même temps beaucoup de cyanure d'ammonium et de l'urée ; ce mode de décomposition a été utilisé pour l'analyse de ce sel qui ne perd que 1 équivalent d'eau à 200°. Le second équivalent se dégage seulement à la température de la décomposition du sel.

Quand on fait bouillir ce composé de plomb, réduit en poudre fine avec un grand excès de nitrate d'argent, on obtient une combinaison $C^6Az^3HO^4$, $2PbO + AgO + HO$.

Sels de cuivre. — On n'a pu déterminer les conditions dans lesquelles peut se former une combinaison donnée, entre l'acide cyanurique et l'oxyde de cuivre. Par le cyanurate d'ammoniaque et le sulfate de cuivre, il se forme un précipité vert, amorphe, qui devient

cristallin et bleu quand on chauffe. Il ne renferme pas d'ammoniaque, mais beaucoup de sulfate de cuivre. Les eaux mères laissent déposer de l'acide cyanurique. Avec des dissolutions saturées, bouillantes, d'acide cyanurique et d'acétate de cuivre, il se forme, au bout de quelque temps d'ébullition, un précipité vert cristallin qui renferme de l'acide acétique.

L'hydrate de cuivre se dissout aisément dans une dissolution chaude d'acide cyanurique; il se dépose un précipité vert bleuâtre, cristallin, qui est d'un blanc bleu à 100°; à 250° il devient vert. Ce précipité est un mélange.

Quand on verse une dissolution ammoniacale chaude, d'acide cyanurique dans du sulfate de cuivre ammoniacal, il se dépose, par le refroidissement, un sel violet, cristallisé en prismes a quatre pans surmontés de biseaux; il est insoluble dans l'eau et peu soluble dans l'ammoniaque; l'air est sans action sur ce sel; à 100° il commence à perdre de l'ammoniaque; à 230° il devient d'un vert olive, sans que les cristaux s'altèrent.

Les résultats analytiques font penser à M. Woehler que ce sel est composé d'après la formule :

$$C^6Az^3HO^4,\ 2(CuO,AzH^3),\ 3HO.$$

Si l'on n'emploie pas l'ammoniaque en grand excès et qu'on opère avec des dissolutions bouillantes, il se forme un précipité cristallin couleur fleur de pêcher et soluble dans l'ammoniaque avec une coloration bleu foncé; cette dissolution dépose rapidement des cristaux d'un beau bleu, qui perdent beaucoup d'ammoniaque à l'air pour redevenir couleur fleur de pêcher.

Sels de baryte. — Quand on verse peu à peu de l'eau de baryte dans une dissolution bouillante d'acide cyanurique, jusqu'à ce qu'il se forme un trouble permanent, on obtient, après avoir maintenu la température à 60°, un précipité formé de prismes transparents, qui ne perdent de l'eau qu'à 200°. Toute l'eau ne se dégage qu'à 280°, et les cristaux deviennent d'un blanc de lait sans changer de forme.

M. Woehler considère ce sel comme un cyanurate acide dont la formule est :

$$C^6Az^3HO^4,2BaO + C^6Az^3HO^4,\ 2HO + 4HO,$$

4 équivalents d'eau se dégagent par la chaleur.

Le *sel de baryte neutre* $C^6Az^3HO^4, 2BaO + 3HO$ se précipite en

poudre cristalline quand on verse une solution bouillante d'acide cyanurique dans une solution bouillante de chlorure de barium et qu'on ajoute de l'ammoniaque, ou encore, quand on verse la dissolution cyanurique dans un excès d'eau de baryte. Il est difficile de l'obtenir exempt de carbonate de baryte et du sel précédent.

A 200° ce sel commence à perdre de l'eau ; à une température supérieure à 250°, il se dégage de l'ammoniaque, puis de l'acide cyanurique et il reste du cyanate de baryte.

Les deux sels que l'acide cyanurique forme avec la potasse, sont, d'après M. Liebig $C^6Az^3O^3, KO, 2HO$ et $C^6Az^3O^3, 2KO, HO$; M. Woehler les représente par :

$$C^6Az^3HO^4, KO + HO \text{ et } C^6Az^3HO^4, 2KO.$$

298. — Sur la préparation du mellonure de potassium ; par M. Liebig (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXI, p. 264).

M. Liebig revient avec détails sur le procédé décrit (*Annuaire de chimie*, 1845, p. 266), pour préparer le mellonure de potassium.

Dans une petite cornue tubulée, en verre peu fusible, on introduit du sulfocyanure de potassium cristallisé et sec, puis on chauffe la matière ; lorsqu'elle est en fusion on augmente graduellement la chaleur, et on ajoute du mellon brut, résidu de la distillation du sulfocyanogène. Chaque addition de mellon est accompagnée d'une vive effervescence ; il se volatilise du soufre, des produits ammoniacaux, du sulfure de carbone, et la masse devient visqueuse. Après qu'on a ajouté au mellon le $\frac{1}{3}$ ou le $\frac{1}{4}$ du sulfocyanogène, et que la masse se trouve en fusion tranquille, il faut la maintenir en cet état tant qu'il se dégage un gaz produisant de l'acide sulfureux par la combustion, et jusqu'à ce qu'il se volatilise du cyanogène. Arrivée à ce point, la première opération est terminée.

Après le refroidissement, on dissout dans l'eau bouillante, et on abandonne au repos ; le mellonure de potassium se sépare en aiguilles blanches anastomosées qu'on purifie par des lavages à l'alcool et une nouvelle cristallisation dans l'eau distillée. Ce qui prouve, d'après M. Liebig, que la première opération a bien réussi, c'est qu'il se forme dans l'intérieur de la masse en fusion et durant son refroidissement, des aiguilles groupées en étoiles, à une température de beaucoup supérieure au point de fusion du sulfocyanure de potassium.

299. — Sur les combinaisons melloniques; par MM. A. Laurent et Gerhardt (*Annales de Chimie et de Physique*, 2e série, t. XX, p. 118).

M. Jamieson a fait connaître (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 347) un nouveau composé du mellon, auquel il assigne pour composition $C^6H^4Az^4S^4$, et qu'il nomme acide hydrosulfomellonique. MM. Laurent et Gerhardt font remarquer que la composition établie par M. Jamieson correspond à celle de l'ammélide : on a en effet

Ammélide....................	$C^6H^4Az^4O^4$
Acide hydrosulfomellonique.....	$C^6H^4Az^4S^4$.

300. — Sur la combinaison du nitrate de magnésie avec l'alcool; par M. Einbrodt (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXV, p. 115).

M. Graham a décrit dans le temps plusieurs combinaisons salines dans lesquelles l'eau est remplacée par l'alcool. M. Einbrodt met en doute ce genre de composé, et il fonde son opinion sur la non-réussite de ses tentatives pour préparer le nitrate alcoolique de magnésie que M. Graham représente par

$$2(AzO^5,MgO) + 9\,\text{alcool}.$$

Ce nitrate de M. Graham n'est, d'après M. Einbrodt, que du nitrate de magnésie à 6 atomes d'eau, contenant un peu de dissolution alcoolique de ce sel.

301. — Préparation de l'aldéhyde à l'aide du bichromate de potasse; par MM. Rogers (*Archiv der Pharmacie*, t. XCIX, p. 315).

On introduit dans une cornue tubulée un mélange de parties égales de bichromate de potasse et d'alcool de 0,842 de densité, on fixe ensuite dans la tubulure une pipette plongeant jusqu'à la surface du liquide, et contenant de l'acide sulfurique qu'on laisse tomber goutte à goutte.

La chaleur qui se dégage chasse une partie de l'aldéhyde dans le récipient.

Lorsque l'acide sulfurique ajouté représente les $\frac{4}{3}$ du poids de la potasse, on distille à une température modérée.

1500 grammes de chromate de potasse fournissent ainsi 8c.c d'aldéhyde assez pure.

302. — Présence du sucre dans l'acide acétique; par M. Wittstein (*Repertorium für die Pharmacie*, t. XLVI, p. 404).

M. Wittstein a constaté que l'acide acétique du commerce renferme toujours du sucre qu'on peut en séparer par la distillation.

303. — Sur l'éther borique; par M. Bowmann (*L'Institut*, n° 687, p. 78).

M. Bowmann dirige du chlorure de bore dans de l'alcool absolu; l'éther qui se forme vient se rendre à la surface, on le purifie par la distillation; sa densité de vapeur est de 5,05.

L'auteur a répété l'analyse de l'éther borique tribasique, et il est arrivé aux mêmes résultats que M. Ebelmen (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 379).

304. — Procédé pour préparer le chloroforme; par M. Soubeiran (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXV, p. 799).

10 kilogrammes d'hypochlorite de chaux à 90° environ sont délayés avec soin dans 60 kilogrammes d'eau; le lait calcaire qui en résulte, introduit dans un alambic de cuivre qui n'en est rempli qu'aux $\frac{2}{3}$, est additionné de 2 kilogrammes d'alcool à 85°. On chauffe vivement; vers 80° la réaction se déclare, et la masse déborderait si l'on ne se hâtait d'enlever le feu; la distillation commence alors et se termine presque d'elle-même.

Le produit, qui est tout au plus de 3 litres, se compose de deux couches, dont l'inférieure est du chloroforme mêlé d'alcool et d'un peu de chlore; la couche supérieure renferme également du chloroforme, mais cette substance se dépose en majeure partie du jour au lendemain.

Après avoir décanté le chloroforme on le lave par agitation avec de l'eau, puis avec un peu de carbonate de potasse pour éloigner le chlore, et enfin on le rectifie sur du chlorure de calcium.

L'opération est d'autant plus productive que la première distillation est menée plus brusquement, aussi y a-t-il plus d'avantage à délayer le chlorite dans de l'eau déjà chaude, pour arriver plus vite à la température de 80°.

M. Soubeiran puise dans la densité du chloroforme un moyen pour en apprécier la pureté; il est plus dense que l'acide sulfurique à 40° de l'aréomètre, par conséquent le chloroforme tombe au fond de cet acide quand on l'y verse.

305. — Sur la formation du chloral et sur un produit de sa décomposition; par M. Staedeler (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXI, p. 101).

Il a déjà été question (*Annuaire de Chimie*, 1846, p. 481) de la production du chloral, au moyen du chlore et de la fécule. M. Staedeler revient aujourd'hui sur son travail, et il annonce en même temps que le sucre de canne et le sucre de raisin donnent les mêmes résultats.

Le procédé qui fournit le plus de chloral est le suivant :

On chauffe modérément 1 partie de fécule avec 7 parties d'acide hydrochlorique fumant, exempt de gaz sulfureux et étendu de son volume d'eau, jusqu'à ce que la masse poisseuse soit devenue fluide ; après le refroidissement on ajoute 3 parties de peroxyde de manganèse et un peu de sel marin ; ce sel est destiné à fixer l'acide sulfurique que l'acide hydrochlorique peut contenir. On distille ensuite dans une cornue spacieuse, et on chauffe de manière à arriver rapidement à l'ébullition ; on retire le feu dès qu'on a atteint ce point, car le mélange se boursoufle comme dans la préparation de l'acide formique ; il se dégage beaucoup d'acide carbonique, et le liquide continue à bouillir pendant quelque temps. Quand cette première réaction a cessé, on maintient la matière en ébullition tant que le liquide qui distille trouble une lessive assez concentrée ; on ajoute ensuite de temps en temps de petites portions d'acide hydrochlorique, et l'on arrête la distillation quand la potasse n'indique plus de chloral.

Au commencement, le liquide qui distille est accompagné de gouttes incolores, plus denses que l'eau, et de l'odeur du chloroforme ; on les sépare du reste de la liqueur et l'on sature celle-ci de moitié par du sel marin ; l'addition du sel a pour but d'élever le point d'ébullition du liquide et de retenir l'eau ; ensuite on distille de nouveau, on sépare l'huile jaune et âcre qui passe d'abord, et on réitère sur celle-ci, la distillation afin de concentrer la dissolution de chloral.

La séparation de cette matière huileuse est indispensable, car sa présence complique singulièrement la purification du chloral. On peut éviter les distillations fractionnées en saturant le produit distillé par le carbonate de chaux qui décompose cette huile, sans agir sur le chloral.

Enfin, on obtient le chloral pur en saturant sa dissolution par du chlorure de calcium, et en rectifiant au bain d'huile à 120°. Les dernières portions de chloral hydraté qui passent contiennent encore une huile brunâtre qu'on élimine entièrement au moyen de l'acide sulfurique.

Chloralide. — Quand on mélange l'hydrate de chloral avec l'acide sulfurique il se dissout en partie, et la solution, abandonnée dans un lieu chaud, dégage peu à peu de l'acide hydrochlorique et se recouvre finalement d'un corps blanc cristallin, le chloralide; la formation de ce corps peut être activée par la chaleur, le moyen qui réussit le mieux est le suivant :

On distille à une température de 120 à 130° le chloral hydraté avec 4 ou 6 fois son poids d'acide sulfurique concentré; le chloral anhydre qui passe est humecté ensuite et soumis à une nouvelle distillation avec de l'acide sulfurique, et ainsi de suite jusqu'à ce que le tout soit transformé dans le composé cristallin.

L'acide sulfurique ne se colore pas dans cette opération, mais il se dégage un mélange d'acide chlorhydrique, d'acide sulfureux, et un peu d'acide carbonique.

Quand la réaction est terminée, l'acide sulfurique est recouvert d'une couche limpide qui devient blanche et cristalline à mesure que la température baisse. Après l'avoir laissée égoutter sur un entonnoir, on la lave à l'eau jusqu'à ce que l'eau de lavage ne réagisse plus sur le tournesol, puis on la dissout dans l'éther mêlé de $\frac{1}{3}$ d'alcool et on la fait cristalliser.

On réitère cette opération jusqu'à ce qu'on soit parvenu à débarrasser le chloralide d'un corps huileux qui y adhère obstinément, et qui est également un produit de décomposition du chloral.

Le chloralide cristallise en prismes rectangulaires obliques, ils sont allongés, limpides, et groupés en étoiles; il fond entre 112 et 114° C. et se solidifie vers 105°. Son point d'ébullition est près de 200° et il peut être distillé sans altération. Insoluble dans l'eau et dans l'acide sulfurique il ne se dissout que peu dans l'alcool froid, mais il disparaît promptement dans l'alcool bouillant ainsi que dans l'éther.

A froid, son odeur est faible, mais elle devient très-pénétrante à chaud et rappelle celle du chloral; le chloralide brûle avec une flamme vive bordée de vert.

Le nitrate d'argent est sans action sur le chloralide dissous dans

l'alcool, mais quelques gouttes d'ammoniaque suffisent pour y déterminer une précipitation de chlorure d'argent.

Chauffé dans de la potasse aqueuse il se décompose en chloroforme et en formiate de potasse. Si l'on emploie des solutions alcooliques il ne se forme que du formiate de potasse et du sulfure de potassium.

L'analyse conduit à la formule :

$$C^5HCl^3O^3.$$

M. Staedeler confirme encore les résultats de M. Regnault, relativement à l'identité de composition du chloral soluble et du chloral insoluble, et il attribue à un mélange de chloralide les différences que présentent, sous ce rapport, les anciennes analyses de M. Dumas et de M. Liebig.

M. Staedeler passe ensuite aux corps huileux qui accompagnent le chloral quand on le prépare avec la fécule ; il en distingue trois espèces, une seule a pu être examinée un peu, c'est l'huile jaune de soufre qui se produit quand on rectifie le chloral aqueux ; c'est elle qui possède la forte odeur qu'on remarque. Cette huile se produit en assez grande quantité quand on prend un excès de fécule, comparativement au peroxyde de manganèse et à l'acide chlorhydrique, et qu'on étend cet acide de $1 \frac{1}{2}$ fois son volume d'eau.

Cette huile est plus dense que l'eau, elle se décompose à l'air sec et ne se maintient qu'en présence de l'eau.

En se basant sur une analyse qui laisse à désirer, l'auteur lui attribue la formule

$$C^{18}H^9Cl^4O^5.$$

306. — Sur un nouveau dérivé chloré de la liqueur des Hollandais ; par M. I. Pierre (*Comptes rendus,* t. XXV, p. 430).

Ce composé, dont la formule est C^4HCl^5, vient remplir un vide dans la série des dérivés chlorés de la liqueur des Hollandais. On l'obtient en faisant réagir le chlore sur cette dernière.

En contact avec la potasse il perd, comme tous les composés de la série, un équivalent d'acide chlorhydrique, et il se forme du protochlorure de carbone C^4Cl^4.

$$C^4HCl^5 + KO = C^4Cl^4 + ClK + HO.$$

La réaction est très-vive.

M. I. Pierre propose de désigner cette combinaison sous le nom de *chlorhydrate de chloréthérose*.

Elle est encore liquide à 0°, et elle bout à 153°, et sous la pression de 763^mm^,35 ; sa densité à zéro est 1,66267, son odeur assez agréable a quelque chose de mielleux, sa saveur est sucrée et chaude.

A 208°,6 la densité de sa vapeur est de 7,087 (4 volumes).

307. Recherches cristallographiques sur quelques dérivés chlorés de l'éthyle ; par M. J. Nicklès (*Annales de Chimie et de Physique*, t. XXII, p. 28).

Après avoir insisté sur la distribution des substances cristallisées entre les systèmes du cube, du prisme à base carrée et du prisme rhomboïdal, l'auteur appelle, en passant, l'attention sur la nécessité d'une intervention plus active de la cristallographie dans l'étude des composés artificiels.

Il examine ensuite deux cas d'isomorphisme constatés sur les congénères de l'éther perchloré.

L'une des formes est un octaèdre à base carrée dont la hauteur est à l'une des arêtes de la base dans le rapport de 4 : 3.

L'autre forme examinée dérive d'un prisme droit rhomboïdal de 150° 30′.

La molécule des substances de cette dernière forme ne diffère de celle des substances de la première que par l'oxygène qui, dans dans celle-ci, est remplacé par le chlore.

En effet :

	Cristallisant en prismes à base carrée.
Chlorure de chloroxéthose (éther perchloré)..	$C^4Cl^5\ O$
Bromure de chloroxéthose................	$C^4\left.\begin{matrix}Cl^3\\Br^2\end{matrix}\right\}O$

	Cristallisant en prismes rhomboïdaux.
Chlorure de chloréthose (perchlorure de carbone).	$C^4Cl^5\ Cl$
Bromure de chloréthose....................	$C^4\left.\begin{matrix}Cl^3\\Br^2\end{matrix}\right\}Cl$

308. — Sur l'acide sulfoxyphosphovinique et ses composés ; par M. Cloez (*Comptes rendus*, t. XXIV, p. 388).

M. Cloez a préparé avec l'acide sulfophosphorique, découvert

par M. Wurtz (p. 24), un acide vinique correspondant à l'acide phosphovinique.

Cet acide, que l'auteur appelle sulfoxyphosphovinique, a pour formule :

$$PhO^3S^2,C^4H^5O,2HO.$$

Il s'obtient en traitant le chlorosulfure de phosphore par l'alcool ordinaire.

Neutralisé par le carbonate de baryte il produit du sulfoxyphosphovinate de baryte $PhO^3S^2,C^4H^5O,2BaO + aq.$, qui est cristallisable.

Les sels de potasse et de soude se préparent en décomposant le chlorosulfure de phosphore, par une dissolution alcoolique de potasse ou de soude, ils sont solubles dans l'alcool.

M. Cloez s'est également assuré de l'existence de l'acide sulfoxyphosphométhylique.

309. — Sur le mercaptan sélénié; par M. SIEMENS (*Annalen der Chemie und Pharmacie,* t. LXI, p. 360).

On prépare d'abord du sélenhydrate de potasse en saturant par l'acide sélenhydrique une solution de potasse placée dans une atmosphère d'hydrogène, puis on y ajoute rapidement du sulfovinate de chaux et on distille. Il se dégage d'abord de l'hydrogène sélénié, puis de l'eau, et un liquide jaune très-fétide qui se rend au fond du récipient.

Après l'avoir desséché sur du chlorure de calcium, on soumet ce liquide à une distillation fractionnée. Il passe ainsi deux produits, le premier, qui est le plus volatil, constitue le mercaptan sélénié, l'autre est l'éther sélénié découvert par M. Lœwig.

Le mercaptan sélénié est incolore, très-fluide, d'une odeur qui rappelle les combinaisons cacodyliques; il est plus dense que l'eau qui ne le dissout pas; son point d'ébullition est bien au-dessous de 100°. Très-inflammable il brûle avec une flamme bleuâtre, en répandant des vapeurs rouges et blanches d'acide sélénieux et de sélénium; il se combine vivement avec l'oxyde de mercure en formant un corps jaune, fusible et soluble dans l'alcool, et qui s'en sépare à l'état amorphe. La dissolution alcoolique du mercaptan sélénié, précipite le chlorure de mercure en blanc; dirigée dans un tube en verre chauffé au rouge sombre, sa vapeur se décompose avec dépôt de sélénium.

310. — Action de l'acide nitrique sur les sulfocyanures d'éthyle et de méthyle; par M. MUSPRATT (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXV, p. 251).

L'action que l'acide nitrique exerce sur le mercaptan et le bisulfure d'éthyle, a été étudiée par MM. Lœwig et Weidmann, et par M. H. Kopp. Ces chimistes ont reconnu que dans les deux cas il se forme un même corps; l'acide sulfosulféthylique $C^4H^5S^2O^4$, qui se trouve dans une relation très-simple avec les deux composés sulfurés qui ont servi à le produire.

Ces faits ont servi de point de départ dans l'étude faite par M. Muspratt, de l'action de l'acide nitrique sur les sulfocyanures d'éthyle et de méthyle. Chacun de ces composés produit un acide particulier analogue à l'acide sulfosulféthylique.

L'acide éthylhyposulfurique... $C^4H^5S^2O^5 + aq.$
— méthylhyposulfurique. $C^2H^3S^2O^5 + aq.$

qui sont surtout remarquables en ce qu'ils ne renferment pas d'azote, quoique produits par la réaction de deux corps azotés.

L'éther sulfocyanhydrique a été préparé d'après le procédé suivi par M. Cahours (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 367).

Soumis à la distillation à une température modérée, avec de l'acide nitrique assez concentré, cet éther se décompose avec effervescence; il se forme, entre autres, de l'acide sulfurique dont la quantité diminue à mesure qu'on emploie un acide nitrique plus étendu. Le produit qui contient beaucoup d'éther non décomposé est redistillé jusqu'à ce que ce dernier ait disparu; la cornue retient ainsi un liquide qu'on évapore au bain-marie pour en chasser l'acide nitrique; le résidu est huileux, et possède une forte odeur d'ail; on l'étend d'eau et on le neutralise avec du carbonate de baryte; on obtient de cette manière une dissolution d'éthylhyposulfate de baryte qui cristallise par l'évaporation lente; on purifie les cristaux en précipitant leur dissolution aqueuse par l'alcool absolu, et on en extrait l'acide en les décomposant par l'acide sulfurique en excès, puis en faisant digérer la liqueur acide avec du carbonate de plomb; le sel de plomb qui en résulte n'a plus qu'à être décomposé par l'hydrogène sulfuré, pour abandonner l'acide éthylhyposulfurique que l'on concentre par l'évaporation au bain-marie.

Cet acide possède une saveur aigre et désagréable qui se maintient

même en présence des bases ; il ne se décompose qu'à une température élevée, laisse dégager de l'acide sulfurique, puis de l'acide sulfureux. Le produit de sa fusion avec la potasse développe de l'acide sulfureux en abondance quand on le traite par l'acide sulfurique ou par l'acide chlorhydrique.

Éthylhyposulfate de baryte $C^4H^5S^2O^5,BaO + aq.$ — Ce sel cristallise en prismes rhomboïdaux, solubles dans l'eau, l'alcool ordinaire et l'éther ; mais l'alcool absolu le précipite en aiguilles soyeuses de sa dissolution aqueuse concentrée ; il perd toute son eau à 100°. A une température élevée ce sel développe des vapeurs blanches et laisse un résidu pyrophorique.

Éthylhyposulfate de plomb $C^4H^5S^2O^5,PbO + aq.$ — Ce sel se dépose en tables incolores de sa dissolution concentrée ; il est très-soluble dans l'eau et dans l'alcool. Chauffé dans un tube il se boursoufle et laisse un résidu de sulfate de plomb.

L'*éthylhyposulfate de cuivre* $C^4H^5S^2O^5,CuO + 5aq.$ est très-soluble dans l'eau et l'alcool et cristallise difficilement ; il dégage à chaud des vapeurs d'une odeur désagréable en noircissant.

L'éther méthylsulfocyanhydrique se prépare comme l'éther sulfocyanhydrique ; avec l'acide nitrique concentré il forme rapidement de l'acide méthylhyposulfurique $C^2H^3S^2O^5 + aq.$ déjà obtenu par M. Kolbe, à l'aide d'une méthode tout à fait différente (*Annuaire de Chimie*, 1846, p. 431).

Le *méthylhyposulfate de baryte* $C^2H^3S^2O^5,BaO + aq.$ se prépare comme le sel correspondant de la série éthylique ; l'alcool le précipite de sa dissolution aqueuse.

Le *méthylhyposulfate de plomb* $C^2H^3S^2O^5,PbO + aq.$ se sépare de sa dissolution aqueuse en beaux prismes rhomboïdaux ; il perd son eau à 100°.

Méthylhyposulfate de cuivre $C^2H^3S^2O^5,CuO + 5 aq.$ — Il constitue des cristaux très-bien définis quand on abandonne sa dissolution aqueuse à l'évaporation lente.

En oxydant l'éther méthylique bisulfuré par l'acide nitrique, M. Muspratt a obtenu l'acide $C^2H^3S^2O^4$ que M. Cahours a déjà signalé dans son mémoire, mais qu'il n'a pas analysé. M. Muspratt en a examiné le sel de plomb $C^2H^3S^2O^4,PbO + aq.$ qui cristallise en tables rhomboïdales.

Cet acide que M. Muspratt appelle sulfméthylosulfurique, correspond à l'acide sulfosulféthylique de MM. Lœwig et Weidmann.

L'auteur a encore traité l'éther sulfocyanhydrique par quelques autres agents, et il a obtenu des résultats qu'il promet de détailler dans un mémoire ultérieur. Il annonce que l'acide éthylhyposulfurique prend également naissance quand on traite l'éther en question par un mélange de chlorate de potasse et d'acide hydrochlorique.

Le chlore produit avec cet éther du chlorure de cyanogène, et un liquide huileux qui n'a pas été examiné.

311. — Sur la préparation de l'acide formique; par MM. Rogers (*Archiv der Pharmacie,* t. C, p. 331).

On met dans une cornue tubulée 100 gr. de chromate de potasse et 10 kilog. d'eau; on chauffe légèrement jusqu'à ce que le sel soit à peu près dissous, alors on ajoute 300 gr. de sucre en poudre, et on fait arriver petit à petit par la tubulure de la cornue 1 kilog. d'acide sulfurique. Quand la réaction a cessé on verse encore 5 kilog. d'eau et l'on chauffe.

L'acide formique peut être obtenu plus concentré si l'on ajoute de nouveau au mélange 1000 gr. d'acide sulfurique. La distillation est continuée jusqu'à ce qu'il ait passé 7 litres de liquide, au delà de ce terme il se dégage de l'acide sulfureux.

312. — Nouvelles combinaisons obtenues par l'action du chlore sur l'esprit de bois; par M. Bouis (*Annales de Chimie et de Physique,* 3e série, t. XXI, p. 111).

Les recherches de M. Bouis touchant l'action du chlore sur le cyanure de mercure (*Annuaire de Chimie*, 1846, p. 385), en présence de différents dissolvants, l'ont conduit à étudier l'action du chlore sur l'esprit de bois.

En faisant arriver un courant de chlore dans de l'alcool, ou de l'esprit de bois contenant du cyanure de mercure, il se forme, d'après Aimé, un éther chlorocyanique. Cette assertion, mise en doute par M. Liebig, a été controuvée par M. Stenhouse, relativement au cyanure de mercure en dissolution alcoolique.

Les observations de M. Bouis confirment celles de M. Stenhouse.

En faisant l'expérience sur l'esprit de bois on observe un dégagement d'acide carbonique, d'acide chlorhydrique, et de chlorure de cyanogène. Il se dépose en même temps du sel ammoniac, du chlorure ammonio-mercurique, un liquide huileux de la compo-

sition $C^6H^3Cl^5O^2$, et une substance cristallisée représentée par la formule :

$$C^{10}H^{10}Cl^2O^4.$$

Ces deux corps se produisent ensemble et peuvent être obtenus si l'on arrête l'action du chlore dès que le liquide huileux s'est déposé au fond du vase ; les cristaux s'y forment au bout de quelques heures Ils ne constituent qu'un composé intermédiaire, car si l'on fait arriver le chlore jusqu'à refus, ils disparaissent et il ne reste plus que le liquide huileux; c'est ce produit final qui a été analysé. Il est très-volatil, sa vapeur irritante contracte les paupières; elle agit sur les extrémités des doigts, à la manière de l'acide fluorhydrique.

Exposée à l'air, cette huile, quand elle n'a pas été lavée, se prend en une masse cristalline, soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther. Sa dissolution aqueuse ne précipite pas le nitrate d'argent, elle dépose par l'évaporation de grands cristaux prismatiques fusibles vers 35° et entrant en ébullition vers 90°; mais le point d'ébullition s'élève sans cesse en même temps que la matière s'altère. Dans le vide sec les cristaux s'altèrent en perdant de l'eau; le potassium les décompose avec inflammation et dépôt de charbon. Les alcalis agissent également avec énergie, et le contact immédiat de cette matière avec la chaux suffit pour amener une décomposition énergique suivie de feu.

Les analyses des cristaux s'accordent avec la formule :

$$C^6H^{10}Cl^4O^{10}.$$

Au moyen de la chaleur ou du vide ils peuvent perdre jusqu'à 4 équivalents d'eau; on leur en enlève 8 en les distillant sur l'acide phosphorique anhydre. Le produit de la distillation consiste en un liquide qui cristallise au contact de l'air humide et qui a pour formule :

$$C^6H^2Cl^4O^2.$$

Quant à la constitution de ces corps nouveaux, M. Bouis les rapproche de l'acétone et du chloral mésitique, et forme ainsi la série suivante :

$C^6H^6O^2$	Acétone.	
$\left.\begin{matrix} C^6H^4O^2 \\ Cl^2 \end{matrix}\right\}$	»	bichloré.
$\left.\begin{matrix} C^6H^3O^2 \\ Cl^3 \end{matrix}\right\}$	»	trichlorée.

$$\left.\begin{matrix} C^6H^2O^2 \\ Cl^4 \end{matrix}\right\} \text{Acétone quadrichlorée.}$$

$$\left.\begin{matrix} C^6H^2O^28HO \\ Cl^4 \end{matrix}\right\} \text{» quadrichlorée hydratée.}$$

Il considère le composé cristallisé $C^{10}H^{10}Cl^2O^4$ comme formé de $C^6H^4Cl^2O^2 + 2(C^2H^3O)$, et propose par conséquent de le nommer chloromésitate de méthylène.

313. — Action de l'iode sur le xanthométhylate de potasse; action de la chaleur sur le xanthométhylate cuivreux; par M. Zeise (*Journal für prakt. Chemie*, t. XL, p. 292 et 503, et *Annales de Chimie et de Physique*, 3e série, t. XX, p. 121).

L'action de l'iode sur le xanthométhylate de potasse dissous dans l'esprit de bois est la même que sur le xanthate (*Annuaire de Chimie*, 1846, p. 410), il se dépose de l'iodure de potassium et du soufre, et il se produit l'éther $C^3H^3S^2O$, correspondant à celui que M. Zeise a déjà décrit; on le débarrasse de l'esprit de bois adhérent en le distillant sur du chlorure de calcium. Le produit de la distillation traité ensuite par l'eau se sépare en deux couches, dont l'une huileuse qui occupe le fond et qui constitue l'éther xanthométhylique.

C'est un liquide jaune pâle, à odeur désagréable, et d'une saveur douce, sa densité est de 1,17, il bout vers 154° et distille sans altération. Insoluble dans l'eau il est très-soluble dans l'alcool et l'éther; il ne s'enflamme qu'à chaud.

Le potassium le décompose à l'aide de la chaleur en formant du sulfure de potassium, et quand on l'abandonne avec une dissolution méthylique de potasse caustique, il produit à la longue un dépôt de carbonate de potasse. M. Zeise n'a pas pu constater la formation du composé méthylique correspondant à celle du mercaptan.

En faisant réagir l'iode sur une dissolution alcoolique de xanthométhylate de potasse, M. Zeise a observé quelquefois le dégagement d'un gaz plus lourd que l'air, brûlant avec une flamme bleue et absorbable par la baryte et la chaux; il était sans action sur l'acétate de plomb, il ne contenait pas d'iode.

M. Zeise ajoute encore quelques détails relatifs à un corps huileux, dont la formation accompagne celle du xanthate cuivreux; ce corps

ressemble par l'odeur à celui qui se forme dans la distillation sèche du xanthate de potasse.

L'auteur l'appelle xanthélène; il ne peut être distillé sans décomposition; il est jaune clair et possède une odeur qui diffère complétement de celle du sulfocarbonate d'éthyle; sa densité est de 1,105; il dissout l'iode sans se décomposer.

Le xanthélène prend naissance quand on précipite une dissolution de bichlorure de cuivre anhydre par une dissolution alcoolique de xanthate de potasse, le liquide surnageant contient le xanthélène dissous dans l'alcool; on retire en partie ce dernier par la distillation, on ajoute ensuite de l'éther sulfurique qui sépare du soufre et du chlorure de potassium. Enfin, on enlève l'alcool en agitant avec de l'eau et il ne reste plus qu'une dissolution éthérée de xanthélène, que l'on place dans l'air raréfié sur l'acide sulfurique.

Si enfin l'on distille le xanthélène avec un peu de chlorure de sodium on l'obtient exempt de soufre.

Les résultats analytiques, ainsi que le mode de formation du xanthelène, font croire à M. Zeise que ce corps est un isomère de l'éther xanthique (sulfocarbonate d'oxyde d'éthyle).

314. — Recherches sur le phosphore; par M. PAUL THÉNARD (*Comptes rendus*, t. XXV, p. 892).

La suite des recherches de M. Paul Thénard (*Annuaire de Chimie*, 1845, p. 67 et 1846, p. 439), a surtout pour but de démontrer que les trois composés de phosphore et d'hydrogène P^2H, PH, PH^2 se combinent, le premier avec 1 équivalent de méthylène, le second avec 2, et le troisième avec 3 équivalents.

En effet, la matière non alcaline dans laquelle se transforme la substance spontanément inflammable a pour formule P^2H, C^2H^2; la matière spontanément inflammable est représentée par $PH^2, 2C^2H^2$, enfin, l'alcali phosphoré est composé de $PH^3, 3C^2H^2$.

La matière inflammable est un liquide transparent sans couleur, légèrement visqueux, insoluble dans l'eau, d'une odeur très-infecte, et bouillant vers 250°. A l'air libre elle s'enflamme, mais placée dans un flacon incomplétement bouché elle se transforme en cristaux très-acides.

Avec le gaz chlorhydrique elle forme d'abord un monochlorhydrate solide, cristallisé, et très-stable, qui passe ensuite à l'état de

bichlorhydrate liquide et d'une faible stabilité; si l'action de l'acide se prolonge elle se transforme en chlorhydrate de l'alcali $PH^3,3C^2H^2$, et en corps jaune P^2H,C^2H^2.

Le monochlorhydrate se dissout dans l'eau à 0° sans s'altérer; mais si on élève peu à peu la température, il donne lieu à cet acide qui se forme également par l'oxydation de l'alcali, et à un gaz qui d'une part s'unit peu à peu à son volume d'oxygène, et qui d'un autre côté absorbe à volonté un ou deux volumes de gaz chlorhydrique, et forme des cristaux qui abandonnent instantanément le nouveau gaz en présence de l'eau.

315. — Sur la constitution de l'œnanthol; par M. WILLIAMSON (*Annalen der Chemie und Pharmacie,* t. LXI, p. 38).

Dans l'*Annuaire de Chimie*, 1846, p. 543, il a été question des recherches de M. Bussy, sur un des produits de la distillation de l'huile de ricin; l'œnanthol $C^{14}H^{14}O^2$.

M. Williamson confirme la composition de cet aldéhyde qu'il a préparé par le procédé de M. Bussy. L'huile de ricin fournit $\frac{1}{10}$ de son volume d'œnanthol pur.

D'après M. Bussy, l'œnanthol est inattaquable par la potasse; M. Williamson a constaté le contraire. Quand on traite l'œnanthol par de la potasse concentrée, on observe une élévation de température, l'huile surnageante change d'odeur et ne présente plus la composition de l'œnanthol.

En effet, séparé du liquide, lavé à l'eau, le corps huileux qui surnageait la potasse a été soumis à la distillation; le point d'ébullition a monté graduellement, et il passait en même temps un mélange d'eau et d'une huile plus riche en carbone que l'œnanthol.

D'un autre côté la potasse renfermait un acide dont l'identité avec l'acide œnanthylique, fut vérifiée par l'analyse des sels de baryte et d'argent.

En rapprochant ces deux circonstances, M. Williamson a été conduit à envisager l'œnanthol comme un éther composé de

$$2(C^{14}H^{14}O^2) = C^{14}H^{13}O^3 + C^{14}H^{14}O,$$

qui se dédouble par la potasse en acide œnanthylique et alcool œnanthylique. Ce dernier cependant ne devrait renfermer que 72,4 pour 100 de carbone, tandis que l'huile obtenue et rectifiée par la

distillation en a donné 82 pour 100. En évitant l'action décomposante de la chaleur, M. Williamson a obtenu avec la potasse un produit huileux qui ne contient plus que 76,3 pour 100 de carbone, et 12,5 d'hydrogène.

L'auteur signale quelques réactions de l'œnanthol qui lui paraissent de nature à laisser entrevoir la constitution de cet aldéhyde.

En faisant arriver de l'acide hydrochlorique dans une dissolution alcoolique d'œnanthol, il se forme un liquide brunâtre qui se sépare en une couche huileuse quand on le traite par l'eau. Distillé avec de l'eau il passe sans altération et constitue un liquide incolore à odeur de fruits ; ce liquide est l'éther œnanthylique $C^{14}H^{13}O^{3} + C^{4}H^{5}O$.

L'œnanthol absorbe avidement le chlore en dégageant de l'acide hydrochlorique ; il en résulte une huile épaisse, d'une odeur agréable, plus dense que l'eau sans paraître s'y décomposer. Cette combinaison ne peut être distillée sans altération.

Sa formule :

$$C^{14}\left\{\begin{matrix} H^{11} \\ Cl^{3} \end{matrix}\right\}O^{2}$$

constitue un corps semblable au chloral.

M. Williamson décrit une réaction qui permet de distinguer l'œnanthol du produit huileux qu'il forme sous l'influence de la potasse. Traité par l'acide nitrique, l'œnanthol s'échauffe, fournit du bioxyde d'azote, et un liquide à odeur agréable et plus léger que l'eau. Dans la même circonstance, l'huile produite par la potasse donne un corps huileux tout différent qui est plus dense que l'eau.

316. — Combinaisons amyliques; par M. Rieckher (*Archiv der Pharmacie*, t. CI, p. 57).

En traitant l'éther chloramylique par une solution alcoolique de potasse, M. Balard est parvenu à préparer un produit éthéré bouillant de 111 à 112°, et que sa formule $C^{10}H^{11}O$ place à côté de l'éther vinique ordinaire (*Annuaire de Chimie*, 1845, p. 294).

En faisant agir l'acide sulfurique sur l'alcool de pommes de terre, M. Rieckher a obtenu un éther amylique qui présente la composition $C^{10}H^{11}O$, mais son point d'ébullition oscille entre 175 et 180°. Cet éther se dissout dans l'acide sulfurique en le colorant en rouge ; l'eau le précipite de cette dissolution ; sa densité est de 0,779.

Voici le mode de préparation suivi par M. Rieckher : on distille

l'alcool de pommes de terre avec de l'acide sulfurique; la réaction est assez vive; peu au-dessus de 100° il se dégage de l'acide sulfureux et un liquide que l'on recueille par parties fractionnées. Pour en éliminer l'acide sulfureux, on ajoute un peu de chromate de potasse et on rectifie.

Le point d'ébullition de ce liquide est de 175°. L'analyse a conduit M. Rieckher à admettre qu'il est composé de 1 équivalent d'éther amylique, et de 3 équivalents d'alcool amylique. L'acide sulfurique dédouble cette combinaison et ne dissout que l'éther amylique qui peut ensuite être précipité au moyen de l'eau.

Sans indiquer de proportions précises, M. Rieckher recommande de ne pas opérer sur une trop grande quantité d'alcool de pommes de terre; dans ce cas, on n'obtient aucune combinaison bien définie.

Éther azotiamylique $C^{10}H^{11}O,AzO^3$. — Cet éther a été découvert par M. Balard : M. Rieckher fixe son point d'ébullition à 91°, et sa densité à 0,877.

L'*éther nitrique de l'alcool de pommes de terre* $C^{10}H^{11}O,AzO^5$ a été obtenu en distillant avec précaution 1 vol. d'alcool amylique, 2 vol. d'acide nitrique pur, et 20 ou 30 gram. d'urée ou de nitrate d'ammoniaque. La combinaison bout à 137°, sa densité est de 0,902 à 22°, son odeur est très-suave.

Éther benzoamylique $C^{10}H^{11}O,C^{14}H^5O^3$. La préparation des éthers amyliques à acides organiques, est en général fort simple : il suffit de distiller un mélange de 1 partie d'alcool de pommes de terre, et 2 parties d'acide sulfurique avec les sels de potasse ou de soude dont on veut utiliser l'acide. M. Rieckher a préparé ainsi le benzoate amylique; son point d'ébullition est entre 252 et 254°, à la température extérieure de 20°.

L'*éther cyanuroamylique* a été obtenu en faisant réagir l'acide cyanurique gazeux sur l'alcool de pommes de terre. Le liquide se transforme en une masse de cristaux qu'on purifie en les faisant cristalliser dans l'alcool; on peut le sublimer.

Pour préparer l'*éther hydrochloramylique,* M. Rieckher conseille de faire passer jusqu'à refus un courant d'acide hydrochlorique sec dans de l'huile de pommes de terre. Chauffé dans une cornue jusqu'à l'ébullition, cet éther distille avec une belle couleur amarante qui disparaît quand on le traite par l'eau. Si le courant d'acide hydrochlorique n'a pas été maintenu assez longtemps, l'éther renferme de l'alcool amylique que l'on ne sépare que difficilement.

317. — Sur la préparation de l'acide valérique; par M. Aschoff (*Archiv der Pharmacie,* t. XCVIII, p. 276).

M. Rabourdin pensant que l'acide valérique se trouve en grande partie à l'état de valérate, dans les racines de valériane, a proposé (*Annuaire de Chimie,* 1845, p. 346) de traiter le résidu de la distillation par l'acide sulfurique. M. Aschoff fait voir aujourd'hui que le produit déplacé par l'acide sulfurique, n'est autre chose qu'un mélange d'acide acétique et d'acide formique.

M. Aschoff fait encore observer que quand le liquide distillé n'a plus de réaction acide, le résidu de la cornue jouit encore d'une acidité prononcée; cette réaction est due à de l'acide malique.

318. — Sur la décomposition de l'acide valérique par l'électricité voltaïque; par M. Kolbe (*Journal für prakt. Chemie,* t. XLII, p. 311).

En plongeant dans une dissolution concentrée de valérate de potasse deux lames de platine en communication avec six couples de Bunsen, on observe un dégagement de gaz aux deux pôles de la pile. Ces gaz consistent en hydrogène, en acide carbonique, et en un nouvel hydrogène carboné qui a pour formule C^8H^8; le liquide se recouvre d'une couche huileuse, éthérée, et à la fin de la réaction il ne retient plus que du carbonate et du bicarbonate de potasse.

Le liquide huileux est formé de deux substances, l'une est oxygénée et fournit avec la potasse de notables quantités d'acide valérique, ainsi qu'un autre corps que M. Kolbe pense être l'alcool $C^8H^{12}O^2$; l'autre substance est un hydrogène carboné de la formule C^8H^9.

Le gaz C^8H^8 est comme on voit un analogue du gaz oléfiant; sa densité est double de celle de ce dernier; il s'unit au chlore et forme un liquide pesant semblable au chlorélayle, mais il renferme plusieurs produits de substitution.

Dans les mêmes circonstances l'acétate de potasse fournit des produits toujours gazeux, qui paraissent renfermer des combinaisons méthyliques.

Le butyrate de potasse se décompose en produits gazeux et en une huile volatile de la formule C^6H^7.

M. Kolbe promet plus de détails dans un prochain mémoire.

319. — Préparation du valérate de zinc; par M. Leudet (*Journal de Pharmacie et de Chimie,* t. XI, p. 444, 3e série).

M. Leudet a répété le procédé de M. Lefort (*Annuaire de*

Chimie, 1847, p. 401) pour préparer le valérianate de zinc, mais il n'a obtenu qu'un produit très-impur contenant seulement des traces de ce sel.

320. — Sur les acétates, butyrates, etc., de zinc; par M. LAROCQUE (*Journal de Pharmacie et de Chimie*, t. XII, p. 67, 3e série).

Après avoir rappelé le moyen qu'il a proposé avec M. Huraut pour constater les falsifications possibles du valérate de zinc par le butyrate (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 402), M. Larocque donne des détails sur quelques sels de zinc à acides organiques volatils.

Butyrate de zinc $C^8H^7O^3,ZnO$. — On sature de l'acide butyrique étendu d'eau, par du carbonate de zinc récemment préparé, et on évapore à consistance de sirop. Par le refroidissement il se dépose des cristaux fusibles à 100°, et se décomposant à une température plus élevée. L'eau les dissout sans les altérer, mais si l'on fait bouillir la dissolution, il se dégage de l'acide butyrique, et il reste un butyrate basique insoluble.

Ce butyrate donne, à l'aide de la chaleur, un sel anhydre volatil.

Le *valérate de zinc* se décompose également quand on fait évaporer sa dissolution aqueuse; il produit aussi un sel anhydre volatil qui a l'aspect de la paraffine.

Le *formiate de zinc* ne donne aucun produit volatil renfermant du zinc; le formiate de zinc ammoniacal donne au bain d'alliage des quantités notables d'acide prussique.

L'acétate de zinc $C^4H^3O^3,ZnO + 3$ aq. cristallise en lames nacrées efflorescentes. A 100° il fond et se volatilise avec de petites quantités d'acide acétique, puis il se solidifie de nouveau pour ne plus se liquéfier que vers 190 à 195°; à cette température il se sublime des paillettes nacrées d'acétate de zinc anhydre et il passe de l'acétone; puis il se produit une huile rougeâtre, de l'acide carbonique, de l'oxyde de carbone et il reste dans la cornue de l'oxyde de zinc avec un peu de charbon et de zinc métallique.

321. — Sur la formation des acides métacétique et butyrique; par M. BOEHME (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLI, p. 278).

M. Boehme a constaté la formation des acides métacétique et butyrique dans la putréfaction des pois et des lentilles en présence de l'eau.

Avec les lentilles, l'acide métacétique est plus abondant que l'acide butyrique ; le contraire a lieu pendant la putréfaction des pois.

L'auteur a pu isoler suffisamment d'acide métacétique pour établir sa nature par l'analyse ; les essais qu'il a tentés pour arriver à une séparation complète de ces deux acides ont été infructueux.

322. — Sur les métacétonitrates ; par MM. Laurent et Chancel (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXV, p. 883).

MM. Laurent et Chancel ont repris l'étude de l'acide obtenu par ce dernier, en traitant le butyrol et la butyrone par l'acide nitrique (*Annuaire de Chimie*, 1845, p. 358), et qu'il appela acide butyronitrique ; sa formule a été déduite de l'analyse d'un sel d'argent que ces chimistes ont reconnu être un mélange.

De nouvelles analyses attribuent aux sels de cet acide la formule générale $C^6H^4AzMO^8$. Les propriétés générales de ces composés impliquent dans leur molécule la présence de AzO^4 ; remplaçant ce corps par son équivalent d'hydrogène il se forme $C^6H^5MO^4$, qui n'est autre chose qu'un métacétate.

L'acide azoté appelé acide butyronitrique est donc en réalité de l'acide nitrométacétique.

Les sels que MM. Laurent et Chancel ont examinés, sont :

Le nitrométacétate	de potasse	$C^6H^4,AzO^4,O^3,KO + HO$	isomorphes.
»	d'ammoniaque	$C^6H^4,AzO^4,O^3,AzH^4 + HO$	
»	d'argent	$C^6H^4,AzO^4,O^3,AgO + HO$	cristallisé en tables rhomboïdes.
»	d'argent	?	précipité.

Le sel de potasse ne perd son eau qu'à 140°, et détone à 2 ou 3 degrés plus haut. Le sel d'ammoniaque, qui se sublime sans détoner, se décompose spontanément quand on l'abandonne, en vase clos, pendant quelques jours. L'hydrogène sulfuré décompose promptement ce sel avec dépôt de soufre et formation d'autres produits.

323. — Sur la préparation de l'acide butyrique ; par M. Marsson (*Archiv der Pharmacie*, t. XCVIII, p. 295).

Comme méthode économique et expéditive pour préparer l'acide butyrique, M. Marsson propose d'abandonner à une température e 30 à 40°, un mélange composé de 2 kilogrammes de caroubes en

poudre privées de leurs graines, 5 kilogrammes d'eau à 30°, et 250 grammes de craie. L'acide butyrique ne commence à se former qu'au bout de 15 jours; mais quelques jours après, l'opération est complétement terminée. On extrait ensuite l'acide butyrique par les méthodes usitées.

2 kilogrammes de caroubes ont fourni au moins 250 grammes d'hydrate d'acide butyrique.

A cette occasion nous devons rappeler le mémoire de M. Redtenbacher (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 499), sur l'acide du caroubier.

324. — Moyen d'obtenir l'hydrure de benzoïle; par M. Grindley (*Repertorium für die Pharmacie*, t. XLVII, p. 222).

On fait digérer au bain-marie l'huile d'amandes amères avec son poids d'eau, de l'oxyde de mercure, un peu de chaux et du chlorure de fer, puis on distille; l'hydrure de benzoïle qui se dégage ne renferme pas la moindre trace d'acide cyanhydrique.

325. — Action du chlore sur le benzoate de potasse; par M. Saint-Èvre (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXV, p. 912).

En faisant passer un courant continu de chlore dans une dissolution alcaline de benzoate de potasse, il se produit de l'acide carbonique, du chlorure de potassium, et un acide chloré que sa formule $C^{12}H^5ClO^2$ rapproche de l'hydrate de phényle $C^{12}H^6O^2$; de là le nom d'*acide phénylique monochloruré* que l'auteur lui attribue.

M. Saint-Èvre a encore obtenu les corps $C^{10}H^5Cl$ (phénylène monochloruré); $C^{10}H^4ClAzO^4$ et $C^{10}H^6ClAz$ qui ne serait autre que la nicotine chlorée, ou peut-être un polymère de cet alcaloïde.

M. Saint-Èvre ajoute que les acides cuminique et margarique ont fourni des résultats comparables aux précédents. Dans les mêmes circonstances l'acide subérique fournit deux corps nouveaux, l'un liquide et l'autre solide.

326. — Sur l'identité du benzoène avec le dracyle; par M. Hofmann (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXIII, p. 284).

La toluidine qui a servi à la production du sulfate de toluidine, décrit par MM. Musspratt et Hofmann dans leur mémoire sur cette base organique (*Annuaire de Chimie*, 1846, p. 475), a été préparée au moyen du dracyle. Cette circonstance qui a été omise dans le mémoire, est rappelée par M. Hofmann dans le but de dissiper

les doutes qui pourraient encore exister sur l'identité du benzoène avec le dracyle.

327. — Moyen de constater la présence du glucose dans le sucre de canne ; par M. Reich (*Archiv der Pharmacie*, t. C; p. 293).

Ce moyen se base sur la propriété du nitrate de cobalt, de donner un précipité bleu avec une solution de sucre de canne chauffée avec un peu de potasse fondue, tandis que ce nitrate est sans action sur le glucose en dissolution étendue. Ce caractère est si tranché qu'une très-faible quantité de glucose mélangée de sucre de canne suffit pour empêcher le précipité bleu de se former.

Le nitrate de chaux ne précipite le glucose que quand ce dernier est en dissolution très-concentrée ; le précipité est d'un jaune sale.

Un autre moyen également proposé par M. Reich, consiste à chauffer la solution de sucre avec du bichromate de potasse. Le sucre de canne produit une réaction énergique, et le liquide se colore en vert foncé ; le sucre de raisin demeure intact. Quand la proportion du sucre de raisin est déjà le $\frac{1}{8}$ du sucre de canne, la réaction avec le bichromate ne se manifeste pas.

De très-petites quantités de glucose n'influencent pas le dégagement de gaz, mais elles s'opposent à la formation de la belle couleur vert foncé, qui se produit si nettement avec le sucre de canne seul.

M. Reich préfère la première méthode, ainsi que M. Herzog, qui les a examinées comparativement (*Archiv der Pharmacie*, t. C, p. 299).

M. Herzog a constaté en outre que le sucre de betterave, en contact avec le bichromate de potasse, se comporte comme le sucre de canne quant à l'inverse de la réaction, mais la liqueur ne se colore pas en vert.

Avec la potasse et le nitrate de cobalt le sucre de betterave offre les mêmes caractères que le sucre de canne ; la mannite partage ces propriétés.

Le sucre de diabétique et la lactine s'opposent à la précipitation du sel de cobalt.

328. — Sur une propriété analytique des fermentations alcooliques et lactiques. Note sur les glucoses ; par M. Dubrunfaut (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXV, p. 308 et 309).

Il résulte de ce travail :

Que le sucre interverti, les sirops de raisin, de fruits, etc., ne

sont pas des sucres chimiquement simples; en effet, ils ne se transforment pas en glucose par la cristallisation; mis en fermentation, le sucre interverti laisse d'abord disparaître une portion de sucre qui est optiquement neutre; le sucre qui fermente en dernier lieu est le sucre incristallisable à haute rotation à gauche.

L'auteur donne à cette fermentation analytique le nom de *fermentation élective* qui se retrouve également dans la fermentation lactique.

D'après M. Dubrunfaut, le glucose de malt pur se distingue du sucre de raisin, par une solubilité moins grande dans l'alcool et une altérabilité moins grande par les alcalis et par une rotation triple à droite que ne change pas la durée de la dissolution.

329. — Sur le sucre de betteraves; par MM. Barreswil et Michelot (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXV, p. 262).

Dès 1831, M. Pelouze a observé que la betterave saine, lorsqu'elle renferme du sucre, n'en contient pas d'autre que de cristallisable; partant de ce fait, qui a été contrôlé depuis par M. Péligot et par M. Pelouze lui-même, MM. Barreswil et Michelot ont dosé le sucre des betteraves à différents âges, depuis la formation des radicelles jusqu'à la floraison.

Les auteurs ont confirmé l'observation de M. Pelouze, suivant laquelle il y a des différences de richesse, non-seulement entre des betteraves de variété diverse, mais encore entre les mêmes betteraves, suivant les circonstances atmosphériques, la sécheresse, ou la pluie.

Ils ont observé qu'un séjour de six mois dans des silos et durant un hiver sec, n'a changé en rien la nature chimique des betteraves, et n'a pas eu d'influence marquée sur leur richesse saccharine.

Ces faits sont consignés dans un tableau qui fait voir également que la quantité du sucre qui, nulle dans la graine, en proportion croissante dans les jeunes racines, et stationnaire dans les racines moyennes et grosses jusqu'à la maturation complète, va toujours en diminuant dans toute la période de la seconde végétation.

330. — Distribution du sucre et de quelques autres principes immédiats dans les betteraves; par M. Payen (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIV, p. 909 et 985).

M. Payen démontre dans ce travail que le sucre est sécrété pour

la plus grande partie dans le tissu des betteraves qui accompagne les faisceaux vasculaires; en effet, l'expérience faite avec une betterave blanche à collet vert a donné :

Pour la zone	fibreuse	8,83	pour 100 de sucre.	
»	celluleuse	1,90	»	»

Ces deux zones étaient distribuées de la manière suivante, dans les quatre premières doubles zones concentriques autour de l'axe.

Zones fibreuses	71,01 p. 100	composées de	16,26 substance sèche.	
			83,74 eau.	
» celluleuses	28,99	»	»	14,25 substance sèche.
				85,75

100 parties de zones fibreuses sèches ont donné 4,64 de cendres blanches.

100 parties de zones celluleuses sèches ont donné 10,35 de cendres brunes.

331. — Distribution de la substance amylacée dans la racine d'Igname; par M. Payen (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXV, p. 147 et 183).

Nous extrayons de la note de M. Payen ce qui a rapport à la chimie.

La racine d'igname (*dioscorea alata*) qui a été examinée, pesait 11 kilogrammes.

La composition immédiate de cette racine peut se représenter ainsi pour 100 parties de racine fraîche.

Eau............................	79,64
Substances non azotées.............	17,33
» organiques azotées........	1,93
Matières minérales.................	1,10

Cette composition qui représenterait à peu près les 0,66 de la substance sèche que contiennent les bonnes variétés de pommes de terre dans la grande culture, s'accorde avec le rôle important que joue l'igname dans l'alimentation des peuples des Indes, de l'Amérique et de quelques contrées de l'Afrique.

	Compositions comparées (à l'état sec) de la tranche au milieu de la racine.	de la tranche du bout inférieur.
Matières organiques non azotées.	85,01	74,56
» azotées (représentées par 1,46 et 2,52 d'azote.)	9,49	16,44
» minérales.............	5,50	9,00

332. — Sur l'inuline ; par M. Bouchardat (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXV, p. 274).

Voici les résultats du travail de M. Bouchardat :

Par ses caractères optiques l'inuline se distingue nettement de la dextrine et des autres substances analogues. Son pouvoir rotatoire est de 26,16 à gauche; elle maintient cette direction sous l'influence des acides étendus ; il se forme dans cette circonstance du *sucre d'inuline* qui diffère du sucre de canne interverti, par un pouvoir rotatoire 3 fois plus considérable.

Ce pouvoir décroît comme celui du sucre de canne interverti, lorsqu'on l'élève à la température de la dissolution, mais la loi de la décroissance n'est pas la même pour les deux sucres.

En présence de la potasse, l'inuline agit sur les sels de cuivre, comme le sucre de fécule.

Elle passe à la fermentation alcoolique, en présence de la levure de bière non lavée. La levure lavée est sans effet ; cette différence d'action s'explique par la présence d'un peu d'acide dans la levure non lavée, acide qui transforme l'inuline en sucre fermentescible.

La diastase n'agit pas sur l'inuline.

Dans l'alimentation, l'inuline se comporte comme le sucre de canne; administrée en proportion modérée, on ne la retrouve plus dans les excréments.

L'eau n'en dissout que 2 pour 100, mais le suc exprimé des tubercules en contient en dissolution près de 12 pour 100 qui se dépose en partie après l'expression du suc. Cette transformation d'inuline soluble en inuline insoluble s'opère à l'abri du contact de l'air.

Nous avons déjà donné des détails sur l'inuline dans l'*Annuaire de Chimie* de 1847, p. 463.

333. — Nouveaux faits sur la pectine ; par MM. Figuier et Poumarède (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIV, p. 45 et t. XXV, p. 17). — **De l'état de la pectine dans les fruits;** par M. Soubeiran (*Journal de Pharmacie et de Chimie*, 3e série, t. XI, p. 417). — **Sur les matières gélatineuses des végétaux;** par M. Frémy (*ibid*, t. XII, p. 13). — **Lettre sur la pectine,** par M. Baudrimont (*ibid*, p. 24). — **Observation sur le même sujet;** par M. Soubeiran (*ibid*, p. 27). — **Mémoire sur le ligneux ;** par MM. Poumarède et Figuier (*ibid*, p. 81). — **Observations sur ce mémoire;** par M. Frémy (*ibid*, p. 174). — **Nouvelles observations sur la pectine ;** par M. Poumarède (*Revue scientifique*, t. XXXI, p. 98).

Voilà une question vivement controversée et qui n'a pas fait un pas malgré les discussions et les réclamations dont elle a été l'objet. Pour retracer tout ce qui a été dit et écrit sur cette matière dans le courant de l'année, nous n'aurions qu'à répéter des faits qui ont depuis longtemps pris place dans les Traités de Chimie ou qui sont exposés dans l'*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 453 et 462.

M. Soubeiran et M. Frémy sont d'accord sur ce point que la pectine occupe quatre états différents, mais ils diffèrent en ce que l'un, M. Soubeiran, considère le passage de la pectine d'un état dans l'autre comme se faisant par des transitions insensibles, tandis que M. Frémy croit que ces modifications se font par des sauts nets et tranchés.

M. Frémy désigne ces quatre états sous les noms de *pectose*, *pectine*, *parapectine*, et *métapectine*. La première constitue le tissu pectinique qui se modifie successivement sous l'influence de l'eau, des acides, des alcalis, ou d'un ferment particulier et produit une série de corps dans lesquels l'acidité augmente de plus en plus. Les acides transforment la pectose en pectine soluble $C^{64}H^{40}O^{56},8HO$, ou *pectine* proprement dite, ne précipitant pas par l'acétate de plomb et se combinant avec 10 pour 100 d'oxyde de plomb ; la *parapectine* $C^{64}H^{40}O^{56},8HO+aq.$ est précipitée par l'acétate de plomb et s'unit avec 19 pour 100 d'oxyde de plomb; la *métapectine* $C^{64}H^{40}O^{56}+6HO+2aq.$ donne un précipité avec le chlorure de barium et fixe 33 pour 100 d'oxyde de plomb. Enfin M. Frémy admet encore une série d'acides qui succèdent à ces composés neutres. Acides *pectosique*, *pectique*, *parapectique*, *métapectique*.

Pour MM. Poumarède et Figuier, la pectine est un isomère du ligneux; l'acide pectique n'existe pas; la substance qu'on a considérée comme telle, n'était que de la pectine retenant avec énergie

une petite quantité de l'acide minéral qui a servi à la dissoudre ou à saturer ses dissolutions alcalines; on n'a en effet qu'à faire cette saturation avec de l'acide citrique pour remarquer que, convenablement purifiée, la pectine, qui en résulte, n'exerce plus d'action sur le tournesol.

MM. Poumarède et Figuier contestent la possibilité de déterminer l'équivalent chimique de la pectine et de toutes les substances organisées. Selon ces auteurs « la forme organisée est incompatible avec l'existence d'une capacité de saturation chimique, » et ils croient que « les produits organisés doivent échapper à la loi des proportions définies. »

334. — Composition de diverses substances ligneuses; par M. Mulder (*Archiv der Pharmacie,* t. XLIX, p. 182).

Cellulose et xyloïdine. — Dans l'action de l'acide nitrique sur le bois, il se forme de la cellulose d'après M. Payen, et de la xyloïdine d'après M. Pelouze. M. Mulder est revenu sur cette question.

De la sciure de bois de chêne, de pin et de sapin; du papier, du lin et du ligneux de raves, furent traités pendant quatre jours à la température ordinaire par l'acide nitrique fumant.

Il se dégage beaucoup d'acide nitreux, et les matières ligneuses se transforment en gelée. Après un premier lavage avec de l'eau, elles sont mises en digestion avec de l'ammoniaque, puis lavées de nouveau, et enfin traitées par de l'alcool bouillant. On les obtient ainsi sous la forme d'un mucilage incolore.

Le mucilage fourni par le bois a toujours présenté au microscope des vaisseaux cellulaires très-distincts.

Ces différents mucilages desséchés à 120°, et soumis à l'analyse, ont donné des résultats qui ne permettent pas de mettre en dout leur identité de composition avec la cellulose $C^{24}H^{21}O^{21}$.

M. Mulder démontre ensuite que les vaisseaux spiraux du coton consistent en un tissu de cellulose pure renfermant à l'intérieur une spirale d'albumine végétale.

Les fils du tissu de l'*agave,* ont été arrosés d'acide concentré, puis lavés par l'eau, l'alcool et l'éther et séchés à 130°. M. Mulder a traité de même les celluloses ligneuses de la *mamillaria pusilla.*

Ces deux tissus ligneux quoique d'origines bien différentes, constituent également de la cellulose pure.

La moelle de sureau recueillie entre le 2e et le 4e mérythalle, fut épuisée par l'eau, l'alcool et l'éther.

	2e mérythalle.	4e mérythalle.
Carbone	49,17	49,40
Hydrogène	5,97	6,05
Oxygène	44,86	44,55

0,207 ont donné 0,002 de cendres un peu carbonatées.

Vaisseaux fibreux du liber de l'*agave americana* extraits par l'eau, puis par l'alcool et l'éther et séchés à 130°.

0,1175 ont donné 0,0045 de cendres carbonatées.

	I.	II.
Carbone	47,02	46,93
Hydrogène	6,18	6,05
Oxygène	46,80	47,02

Traités par l'acide acétique concentré pour en extraire la protéine, puis séchés à 130°, ils ont donné :

Carbone	46,32
Hydrogène	6,01
Oxygène	47,67

Epines de *cirsium triacanthum* purifiées comme les substances précédentes, puis séchées à 135°.

0,080 ont donné 0,001 de cendres.

Carbone	49,44
Hydrogène	5,99
Oxygène	44,67

Liége. — Le liége fut râpé puis purifié comme précédemment, et enfin séché à 120°.

Il n'a pas fourni de cendres; par la distillation avec la potasse hydratée, il s'est dégagé beaucoup d'ammoniaque.

Carbone	65,52
Hydrogène	6,97

M. Mulder annonce de plus que le bois ne renferme ni pectine ni pectose.

335. — Moyen pour découvrir le coton dans la toile; par M. Kindt (*Journal für prakt. Chemie*, t. XXXIX, p. 379).

Ce moyen se fonde sur ce que la cellulose du coton se dissout plus vite dans l'acide sulfurique concentré que celle du lin.

Après avoir enlevé soigneusement tout l'apprêt de la toile, en la faisant bouillir dans l'eau, on la sèche et on en plonge un morceau jusqu'à moitié dans l'acide sulfurique concentré, où on la lessive pendant 1 ou 2 minutes. La toile devient diaphane; on en enlève la matière gommeuse à l'aide de l'eau. On hâte les lavages en ajoutant à l'eau un peu d'alcali; enfin, on lave à l'eau pure et on sèche. Si la toile contient du coton tous les fils de coton auront disparu; et en comparant la partie immergée avec celle qui ne l'est pas, on peut parfaitement les compter.

336. — Moyen de reconnaître les fils de coton dans un tissu de lin; par M. Leykauf (*Revue scientifique*, t. XXIX, p. 235)

On plonge le tissu sec dans l'huile, et on exprime ensuite fortement pour éloigner l'excès de cette dernière.

Les fils de lin sont devenus translucides, tandis que ceux de coton restent blancs. En débridant le tissu, il est facile de compter les fils de lin et de coton. Pour cet essai, il n'est point indispensable d'éloigner l'apprêt, mais il faut apporter le plus grand soin à rendre la dessiccation aussi parfaite que possible.

337. — Procédé pour constater si un tissu de lin ou de chanvre renferme des fils de phormium tenax; par M. Vincent. — Rapport à l'Académie des Sciences par M. Boussingault (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIV, p. 542).

Depuis quelques années, on fait entrer dans certains tissus, les fibres du *phormium tenax* appelé aussi *lin de la Nouvelle-Zélande.* Cette introduction constitue une fraude, car la qualité du *phormium* est de beaucoup inférieure à celle du chanvre.

M. Vincent a trouvé que, plongés dans l'acide nitrique, les fils de *phormium* rougissent au bout de quelques secondes, tandis que le chanvre prend une teinte jaune pâle.

La Commission de l'Académie s'est assurée que les fils de *phormium tenax,* conservent la propriété de rougir, même après avoir

été lessivés; de plus, elle a examiné sous ce point de vue, les fibres ligneuses et corticales du *cocos nucifera* et *aurora*, plusieurs espèces de *pandanus* et de *cordylin*, d'*agave*, *de cissus*, etc., et elle a constaté qu'elles ont pris toutes, des nuances rougeâtres au contact de l'acide nitrique.

338. — **Coton poudre; fulmi-coton; coton azotique; pyroxyline; nitrolignine; pyroxyle; oxyde balistique. — Inflammabilité du coton poudre;** par M. PAYEN (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIV, p. 85). — **Sur la pyroxyline;** par M. COTTEREAU (*Ibid.*, p. 205 et 391). — **Sur les composés détonants produits avec le sucre, la lactine, etc.;** par M. SOBRERO (*Ibid.*, p. 247). — **Même sujet;** par MM. FLORES DOMONTE et MÉNARD (*Ibid.*, p. 390). — **Même sujet;** par M. SCHOENBEIN (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXX, p. 100). — **Sur la pyroxyline;** par M. RICHIER (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIV, p. 392). — **Analyse des produits de la combustion du fulmi-coton;** par M. JEAN (*Ibid.*, p. 1053). — **Sur la mannite nitrique;** par M. SOBRERO (*Ibid.*, t. XXV, p. 121). — **Analyse du fulmi-coton;** par M. RANSOME (*L'Institut*, n° 695, p. 147). — **Sur la préparation du coton poudre;** par M. BIZIO (*Ibid.*, n° 709, p. 251). — **Sur le fulmi-coton;** par M. GOLFIER-BESSEYRE (*Revue scientifique*, t. XXVIII, p. 390.) — **Même sujet;** par M. TESCHEMACHER (*Philosophical Magazine*, t. XXX, 3e série, p. 258 et 273). — **Sur l'existence d'un nouvel alcaloïde dans le coton poudre;** par M. PORRETT (*Ibid.*, p. 409). — **Méthode d'analyse des corps contenant de l'acide nitrique, et son application au coton poudre;** par M. W. CRUM (*Ibid.*, p. 426, et *L'Institut*, n° 706, p. 232). — **Sur la découverte du coton poudre;** par M. SCHOENBEIN (*L'Institut*, n° 689, p. 93). — **Sur la préparation du coton poudre;** par M. COALHUPE (*Philosophical Magazine*, t. XXXI, 3e série, p. 152). — **Coton poudre et xyloïdine;** par M. GLADSTONE (*Ibid.*, p. 519). — **Sur la pyroxyline;** par M. KINDT (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXX, p. 167). — **Même sujet;** par MM. SCHOENBEIN et BOETTGER (*Ibid.*, p. 320). — **Même sujet;** par MM. SCHMIDT et HECKER; par M. FEHLING et par MM. REUTER et VANKERKHOFF (*Journal für prakt. Chemie*, t. XL, p. 258, 262 et 413). — **Analyse du coton explosif;** par M. PETTENKOFER (*Archiv der Pharmacie*, t. XCIX, p. 58). — **Même sujet;** par M. BALLOT (*Ibid.*, p. 181). — **Action de la potasse sur la pyroxyline;** par M. VANKERKHOFF (*Journal für prakt. Chemie*, t. XL, p. 284).

Les communications sur la pyroxyline ont été cette année aussi nombreuses, mais plus variées et plus intéressantes que l'année dernière; ainsi, outre les perfectionnements qu'on a cherché à apporter à la préparation de cette substance, on a examiné l'influence de l'acide

nitrique fumant sur les autres matières de la famille du ligneux, et on a commencé à étudier les produits de décomposition de la pyroxyline.

Les nombreuses analyses dont cette substance a été l'objet ne sont pas toutes très-concordantes.

La formule $C^{24}H^{17}O^{17},5(AzO^5)$ que M. Pelouze a déduite de ses analyses (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 457), a été confirmée par MM. Flores Domonte et Ménard ; de plus, ces chimistes ont constaté que la pyroxyline, insoluble dans l'éther rectifié, est incomplétement soluble dans l'éther alcoolisé. La matière soluble possède une composition qui est représentée par la formule $C^{12}H^8O^8 + 2AzO^5$ identique, d'après ces chimistes, à celle de la xyloïdine.

La matière insoluble possède au contraire la formule :

$$C^{12}H^9O^9 + 3AzO^5.$$

La somme de ces deux formules représente celle de la pyroxyline.

La formule $C^{24}H^{16}O^{16} + 5AzO^5$ trouvée par MM. Schmidt et Hecker s'accorde avec celle de M. Pelouze pour l'acide nitrique seulement. Ces chimistes d'ailleurs sont arrivés à d'autres résultats relativement à la composition du coton pur ; ils lui accordent, avec M. Mulder, la formule $C^{24}H^{21}O^{21}$. Selon eux, le coton poudre résulterait du remplacement de 5 équivalents d'eau par 5 équivalents d'acide nitrique :

$$C^{24}H^{21}O^{21} = C^{24}H^{16}O^{16} + 5AzO^5.$$

Selon M. Gladstone, au contraire, ce corps se formerait par la substitution de $5(AzO^4)$ à 5 équivalents d'hydrogène,

Par conséquent...... $C^{24}\left\{\begin{matrix} H^{15} \\ 5(AzO^4) \end{matrix}\right\}O^{20}$

en admettant que le ligneux fût $C^{24}H^{20}O^{20}$, ainsi qu'il résulte de ses analyses.

M. Walter Crum attribue à la pyroxyline la formule $C^{12}H^7O^7 + 3AzO^5$; il l'appelle nitrolignine, vu la pénurie de noms sans doute; il en a fait l'analyse à l'aide d'un procédé qui lui est propre, et qu'il recommande également pour l'analyse des nitrates. Voici en quoi il consiste :

Dans un tube gradué de 2 décimètres de long, rempli de mer-

cure, et renversé dans un bain de ce liquide, on introduit à peu près $0^{gr},30$ de pyroxyline bien comprimée entre les doigs pour en chasser l'air, et on ajoute 6 grammes d'acide sulfurique. L'acide nitrique qui se dégage se transforme, au contact du mercure, en bioxyde d'azote ; au bout d'une heure, le gaz s'est dégagé aux trois quarts; ayant ajouté $2^{gr},50$ d'eau, on abandonne de nouveau pendant quelques heures, puis, quand le dégagement a cessé, on lit le volume de gaz sur le tube gradué, et on introduit du sulfate de protoxyde de fer qui absorbe le bioxyde d'azote. Le résidu gazeux est de l'azote pur provenant de l'air interposé. Connaissant son volume, on a tous les éléments nécessaires au calcul.

MM. Reuter et Vankerkhoff représentent la pyroxyline par la formule :

$$C^{24}H^{13}O^{13} + 6AzO^5.$$

M. Ransome adopte la formule :

$$C^{18}H^8O^{10} + 2AzO^5.$$

M. Fehling :

$$C^{12}H^{10}O^{10} + 2AzO^5.$$

Pour MM. Teschemacher et Porrett cette substance est :

$$C^{12}H^8O^8 + 4AzO^5$$

Enfin M. Pettenkofer fournit aussi ses formules de la xyloïdine et de la pyroxyline. Elles sont assurément les plus invraisemblables.

Xyloïdine. . . . . $C^{12}H^9O^9 + AzO^5$.
Pyroxyline. . . . . $C^{12}H^7O^{18} + AzO^5$.

M. Pless et M. Ballot, et quelques autres chimistes, ont également analysé la pyroxyline ; mais ils n'ont pas donné de formules ; d'ailleurs, leurs nombres diffèrent entre eux, et ils ne ressemblent pas davantage à ceux que nous avons cités plus haut.

Les divergences que nous venons de signaler dans les résultats analytiques s'expliqueraient peut-être par une observation de M. Jean qui a constaté que les produits de la combustion de la pyroxyline varient notablement suivant le mode de préparation.

Il faut ajouter que MM. Reuter et Vankerkhoff ont observé qu'il est impossible d'obtenir des résultats concordants avec un coton

poudre séché à 100°, et qu'à 105 ou 115°, il se dégage parfois de la vapeur nitreuse.

D'autre part, des faits consignés dans le mémoire de M. Gladstone prouvent que les mélanges acides qu'on emploie peuvent également influer sur la composition du produit final ; ainsi, quand on fait usage d'un mélange de 2 parties d'acide sulfurique et de 1 partie d'acide nitrique, le coton poudre n'augmente en poids que de 51 pour 100, ou tout au plus de 56 pour 100, tandis qu'avec parties égales des deux acides l'augmentation est de 74 pour 100.

La faible augmentation sous l'influence d'un excès d'acide sulfurique, tient sans doute à la propriété que possède un pareil mélange de retenir une portion de matière organique, ainsi que l'a constaté l'auteur.

La formule que nous donnons plus haut a été obtenue par M. Gladstone au moyen d'une pyroxyline préparée avec un mélange de 3 parties d'acide sulfurique et 1 partie d'acide nitrique de 1,5 de densité.

M. Gladstone a aussi étudié l'action de l'acide nitrique de diverses densités sur le coton pur. Il dit qu'en traitant le ligneux par de l'acide nitrique contenant 1 équivalent d'eau, le coton augmente de 39 à 41 pour 100 ; le produit ressemble beaucoup à la pyroxyline, il en diffère cependant par la composition, que l'auteur formule ainsi :

$$C^{24}\left\{\begin{matrix} H^{17} \\ 3(AzO^{4}) \end{matrix}\right\}O^{20}$$

Cette formule est identique avec celle que l'auteur a trouvée pour la xyloïdine.

De l'étude de l'action de l'acide nitrique sur la pyroxyline il résulte ce fait que cette substance peut être réduite à l'état de xyloïdine et qu'elle peut de nouveau passer à l'état de pyroxyline, au moyen d'un mélange de parties égales d'acide sulfurique et d'acide nitrique.

M. Gladstone ajoute que cette réduction s'opère avec un acide de 1,45 de densité; l'acide de 1,41 n'attaque la pyroxyline qu'au bout de quelque temps, et l'acide fumant est sans action.

On observe des réductions pareilles quand on soumet la pyroxyline à la chaleur.

MM. Reuter et Vankerkhoff, qui ont examiné cette question, ont remarqué que la décomposition commence même au-dessous de

100° si la matière n'a pas été desséchée préalablement, mais elle ne se propage plus que très-lentement dès que l'humidité s'est dégagée.

Si, au contraire, on humecte avec de la vapeur d'eau la substance préalablement séchée et qu'on la place ensuite au bain-marie, on observe aisément deux périodes dans la réaction : dans la première, il se développe des vapeurs d'acide nitrique; dans la seconde, on observe un dégagement d'acide hyponitrique. Il ne s'est dégagé aucun composé carboné.

Un des produits fixes de cette décomposition se représente par la formule $C^{12}H^{8}AzO^{15}$ ainsi qu'il résulte de nombreuses analyses. Ce corps n'est pas le seul qui se forme dans cette circonstance; les auteurs donnent encore trois formules pour différents corps provenant de décompositions plus ou moins avancées : l'un d'eux possède la composition de la xyloïdine.

Le corps $C^{12}H^{8}AzO^{15}$ a reçu des auteurs le nom de *typhoxyline*, qui doit rappeler sa propriété de détoner quand on le chauffe subitement, en dégageant du bioxyde d'azote avec résidu de charbon. Il est soluble dans l'acide sulfurique et dans la potasse; insoluble dans les acides nitrique, chlorhydrique et acétique et dans l'eau de chlore, il se dissout dans la potasse : la liqueur sursaturée par l'acide acétique acquiert la propriété de précipiter l'acétate de plomb.

MM. Schmidt et Hecker ont examiné les produits gazeux de la détonation de la pyroxyline; ils y ont reconnu la présence d'acide carbonique, d'oxyde de carbone, d'hydrogène carboné et d'eau; quelquefois aussi ils ont observé le cyanogène et l'ammoniaque. M. Vankerkhoff a étudié les métamorphoses de la pyroxyline sous l'influence de quelques réactifs et notamment de la potasse; il croit avoir remarqué, dans cette circonstance, le fait intéressant de la formation de l'acide tartrique et de l'acide citrique ou de corps isomères; c'est du moins ce qui paraît résulter des analyses qu'il a pu faire. Il promet pour plus tard une étude suivie de cette réaction; de son côté, M. Porrett annonce avoir retiré une base organique de la pyroxyline. Avant de fatiguer le lecteur des détails du procédé très-compliqué de M. Porrett, nous croyons devoir attendre des résultats précis et des données analytiques.

M. Bizio communique un procédé de préparation de la pyroxyline, qui diffère complétement de tous ceux que nous connaissons; il obtient cette substance en la suspendant à une température

de 40°, dans une atmosphère de vapeurs nitriques se dégageant d'un acide bien fumant; il faut 12 heures de contact pour que le coton devienne explosif.

Le mémoire de M. Golfier-Besseyre est très-intéressant au point de vue technique; cet industriel fait observer que le fulmi-coton gagne en qualité à mesure qu'il est préparé dans un plus grand bain.

L'auteur pense que le fulmi-coton ne saurait, par les moyens actuels, se préparer d'une manière économique. Tel est aussi l'avis de M. Teschemacher.

Quelques essais ont été tentés pour distinguer les fibres de la pyroxyline de celles du coton pur.

MM. Reuter et Vankerkhoff proposent de traiter ces matières par l'acide sulfurique d'une densité de 1,5 à 1,7; cet acide dissout la pyroxyline plus facilement que le coton et fournit une dissolution qui ne se colore pas.

M. Kindt distingue ces deux substances en les arrosant d'une dissolution aqueuse d'iodure de potassium ioduré, puis par de l'acide sulfurique étendu de 4 volumes d'eau; la cellulose bleuit, la pyroxyline devient jaune, parfois cette dernière renferme quelques fibres bleues provenant de coton qui paraît avoir échappé à l'action de l'acide nitrique.

La lumière polarisée permet également à M. Kindt de décider cette question. Vues sous le microscope et à la lumière polarisée, les fibres du coton offrent un jeu de couleur très-brillant, même en présence d'une lumière faible, tandis que la pyroxyline n'offre que peu de couleurs.

MM. Flores Domonte et Ménard ainsi que M. Sobrero ont examiné l'action de l'acide nitrique fumant sur les corps de la famille du sucre. MM. Flores Domonte et Ménard ont obtenu des corps résineux d'une amertume remarquable. La dextrine et la gomme ont fourni des combinaisons semblables à la xyloïdine; elles ont été précipitées de la dissolution nitrique par l'acide sulfurique. Une seule a pu être obtenue cristallisée; c'est la mannite nitrique, qui a fourni à l'analyse des nombres qui s'accordent avec la formule $C^{12}O^7H^7 + 5AzO^5$.

M. Sobrero a également étudié l'action de l'acide nitrique très-concentré sur le sucre et la dextrine. Le produit analysé paraît devoir se représenter par la formule : $C^{12}H^9O^9 + 2AzO^5$.

Tout récemment, M. Sobrero a signalé certaines propriétés de la mannite nitrique qui permettent de croire que ce corps pourra remplacer avantageusement le fulminate de mercure dans les amorces. La mannite nitrique détone sous le marteau avec la même violence que ce sel ; de plus, sa préparation et sa conservation ne présentent pas les dangers auxquels on est exposé avec le fulminate. La mannite nitrique ne détone que sous un coup violent entre corps durs, tandis qu'une chaleur graduellement appliquée la fait fondre et la décompose sans détonation. On peut même en placer sur un morceau de papier, la toucher avec un charbon ardent et la fondre sans en déterminer l'explosion.

Les substances de la famille du ligneux et des sucres ne sont pas les seules capables de fournir des combinaisons nitriques fulminantes. M. Sobrero a obtenu un corps de cette espèce avec la glycérine. Ce corps, qui n'a pas encore été analysé, présente l'aspect de l'huile d'olives légèrement jaune ; il est plus pesant que l'eau qui ne paraît pas le dissoudre, mais il se dissout très-bien dans l'alcool et dans l'éther. Il est sans odeur; porté sur la langue, sa saveur est douce, piquante et aromatique. L'auteur recommande toutefois de ne faire cet essai qu'avec beaucoup de réserve, car une petite quantité de cette substance suffit pour provoquer une forte migraine. Il l'a obtenu en versant de la glycérine sirupeuse dans un mélange formé de 2 volumes d'acide sulfurique à 66°, et 1 volume d'acide nitrique à 43°, placé dans un milieu frigorifique. En agitant pour éviter l'élévation de température, la glycérine se dissout sans réaction sensible ; on verse ensuite le mélange dans l'eau, qui s'empare des acides en laissant déposer le composé huileux en question.

339. — Sur la cristallisation de l'oxalate de chaux et sa présence dans certaines parties organisées; par M. SCHMIDT (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXI, p. 288 et 307).

M. Schmidt est parvenu à faire cristalliser l'oxalate de chaux en dissolvant ce sel dans l'acide hydrochlorique, et abandonnant la dissolution à l'évaporation lente. Cet oxalate se dépose ainsi en cristaux microscopiques dont la forme primitive est un octaèdre obtus à base carrée.

Quelquefois, avant de passer à cette forme, l'oxalate de chaux cristallise en petites tables rhomboïdales qui se transforment en octaèdres à base carrée à mesure que le liquide s'évapore ; cette cir-

constance fait croire que la forme rhomboïdale appartient à un oxalate de chaux contenant de l'eau de cristallisation.

M. Schmidt a retrouvé les mêmes octaèdres d'oxalate de chaux dans les végétaux cellulaires, dans l'urine albumineuse, dans la muqueuse de l'utérus d'un lapin; il a observé leur formation dans la bile de bœuf, de lapin, de chien et de brochet. Ce sel se dépose également au bout de quelques jours dans de la bière additionnée de levure.

Par des considérations physiologiques en dehors de notre plan, M. Schmidt tend à démontrer que l'oxalate de chaux préexiste dans les parties organisées, qu'il ne peut y être dissous qu'à la faveur de l'albumine.

340. — Sur l'oxalate de bismuth et de potasse; par M. Schwarzenberg (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXIV, p. 126).

On fait bouillir l'oxyde de bismuth avec du bioxalate de potasse. L'oxyde se transforme peu à peu en une poudre cristalline blanche qui ne renferme que des traces de potasse.

Sa composition correspond à la formule :

$$3C^2O^3, Bi^2O^3 + 4HO.$$

341. — Sur les mésoxalates de chaux et de baryte; par MM. Svanberg et Kolmodin (*Rapport annuel sur les progrès de la Chimie*, 1848, p. 98).

Le *mésoxalate de baryte*, C^3O^4,BaO, cristallisé en lamelles, perd toute son eau à 90°. Ce sel commence à se décomposer à 100°; mais la décomposition ne s'effectue pas complètement à cette température.

Le *mésoxalate de chaux*, $C^3O^4,CaO + 2HO$, est beaucoup plus soluble que le sel précédent; il cristallise en tables minces. Il conserve ses 2 équivalents d'eau à 90°; il en perd 1 à 140°. A une température plus élevée il s'altère, s'agglomère et semble éprouver un commencement de fusion.

342. — Sur la composition des sels d'antimoine; par M. Péligot (*Annales de Chimie et de Physique*, 3e série, t. XX, p. 283).

Il a déjà été question de ce travail dans l'*Annuaire de Chimie*,

1847, p. 106. M. Péligot y revient aujourd'hui avec détails, et ajoute quelques faits nouveaux.

Bitartrate d'antimoine, $2C^8H^2O^8,Sb^2O^3+12HO$. — En abandonnant à un long repos une dissolution sirupeuse de tartrate d'antimoine obtenue en faisant dissoudre l'oxyde de ce métal dans l'acide tartrique, on obtient ce bitartrate en cristaux volumineux qui ont été examinés par M. de La Provostaye (voir plus bas) ; l'eau mère en fournit plus tard par une nouvelle évaporation spontanée.

Ce sel, très-soluble dans l'eau, est déliquescent dans une atmosphère humide.

Oxalate d'antimoine, $2C^2O^3,Sb^2O^3,HO$. —Cet oxalate a été préparé par quatre procédés : 1° en faisant bouillir une dissolution d'acide oxalique avec de l'oxyde d'antimoine, préparé par le chlorure d'antimoine et le carbonate d'ammoniaque ; 2° en traitant la poudre d'Algaroth par l'acide oxalique ; 3° en versant de l'acide chlorhydrique dans une dissolution chaude d'oxalate double de potasse et d'antimoine ; 4° en ajoutant de l'acide oxalique à une dissolution du même sel double.

Cet oxalate est cristallin, insoluble dans l'eau ; dans l'eau bouillante, il se décompose en acide oxalique qui se dissout, et en sesquioxyde d'antimoine.

Oxalate de potasse et d'antimoine. — Obtenu pour la première fois par M. Lassaigne, ce sel double a été étudié plus tard par M. Bussy qui lui assigna la formule

$$6C^2O^3,3KO,Sb^2O^3,6HO.$$

De nombreuses analyses autorisent M. Péligot à le représenter par :

$$7C^2O^3,3KO,Sb^2O^3,6HO.$$

343. — Sur la forme cristalline du tartrate d'antimoine ; par M. de La Provostaye (*Annales de Chimie et de Physique*, t. XX, p. 302).

Ce sel cristallise dans le système du prisme rectangulaire droit de 133° 30′. Il est formé de deux prismes verticaux, de deux prismes horizontaux et de deux faces terminales, verticales.

344.—Sur le tartrate de bismuth et de potasse ; par M. Schwarzenberg (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXI, p. 244).

En faisant bouillir un excès d'oxyde de bismuth avec du bi-

tartrate de potasse, on obtient un liquide limpide et visqueux qui dépose le tartrate double quand on le concentre au bain-marie.

Cette substance se présente en poudre pesante, blanche et cristalline. L'eau la décompose; trouble d'abord, le liquide se clarifie peu à peu; quand il est devenu limpide, il ne renferme plus de bismuth.

Une moyenne de plusieurs analyses conduisit M. Schwarzenberg à la formule :

$$C^8H^2O^8 + Bi^2O^3,KO.$$

345. — Sur l'acide du sureau à grappes; par M. Thibierge (*Journal de Pharmacie et de Chimie,* 3e série, t. XII, p. 178).

Cet acide n'est autre que de l'acide citrique qui paraît être renfermé en quantité assez notable dans le bois de ce végétal (*sambucus racemosa rubra*).

Pour en extraire l'acide citrique, on traite à froid par la craie le suc filtré et on passe rapidement à travers une toile. Au bout de quelques heures il se dépose du citrate de chaux qu'on décompose par l'acide sulfurique faible; la liqueur filtrée et concentrée donne des cristaux d'acide citrique.

346. — Sur le citrate de magnésie; par M. Rogé de Labarre (*Journal de Pharmacie et de Chimie,* 3e série, t. XI, p. 431).

Ce sel peut se préparer soit par double décomposition au moyen du sulfate de magnésie, soit en saturant une solution d'acide citrique par la magnésie.

Il est blanc, pulvérulent, insipide, doux au toucher, plus pesant que la magnésie, soluble dans l'eau acidulée. Sa dissolution aqueuse ne possède pas la saveur amère qui caractérise les sels de magnésie.

D'après M. Rogé, ce citrate renferme 10 équivalents d'eau.

347. — Sur la préparation de l'acide lactique et de l'acide butyrique; par M. Bensch (*Annalen der Chemie und Pharmacie,* t. LXI, p. 174).

On dissout 3 kilogrammes de sucre de canne dans 13 kilogrammes d'eau bouillante additionnée de 15 grammes d'acide tartrique, puis on ajoute du fromage putréfié délayé dans du lait caillé; on abandonne le tout à une température de 30 à 35°, après avoir ajouté 1500 gr. de

craie en poudre. La masse agitée de temps en temps devient compacte au bout de huit à dix jours. On la fait bouillir pendant une demi-heure avec 10 litres d'eau additionnée de 15 gr. de chaux vive; après avoir filtré, on évapore en consistance sirupeuse, et on abandonne à la cristallisation.

Les cristaux exprimés et purifiés convenablement sont dissous dans $2\frac{1}{2}$ fois leur poids d'eau bouillante; on y ajoute alors 100 gr. d'acide sulfurique étendu de son poids d'eau; on filtre et on fait bouillir pendant un quart d'heure avec $1\frac{3}{8}$ de carbonate de zinc par 500 gr. d'acide sulfurique employé. On obtient ainsi des croûtes cristallines de lactate de zinc qu'on n'a plus qu'à décomposer à chaud par un courant d'acide sulfhydrique, pour obtenir l'acide lactique pur.

En abandonnant à la température de 35° la masse compacte qui fournit l'acide lactique, elle se liquéfie de nouveau; le dégagement de gaz ayant cessé au bout de cinq à six semaines, on mêle la liqueur avec son poids d'eau, et on ajoute une dissolution de 4 kilogr. de carbonate de soude. Après avoir séparé le carbonate de chaux, on lave et on réduit la liqueur à 5 kilogr. à peu près, puis on la mêle avec 2700 gr. d'acide sulfurique étendu de son volume d'eau. L'acide butyrique se rend à la surface et il est ensuite rectifié. Pour éviter le dépôt de sulfate de soude, on ajoute 60 gr. d'acide sulfurique par kilogr. d'acide butyrique brut. L'acide étendu qui en résulte est mis en contact avec du chlorure de calcium puis distillé.

3 kilogr. de sucre de canne ont fourni à M. Bensch près de 1 kilogr. d'acide butyrique pur et concentré.

348. — Sur une réaction de l'acide lactique; par M. STRECKER (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXI, p. 216).

M. Pelouze a annoncé que le lactate de cuivre est incomplétement décomposé par un lait de chaux même en excès. MM. Bernard et Barreswil se sont appuyés sur cette réaction pour constater la présence de l'acide lactique dans l'estomac (*Annuaire de Chimie*, 1846, p. 722).

M. Strecker croit avoir démontré qu'en présence de l'acide lactique, la précipitation de l'oxyde de cuivre par l'eau de chaux n'est point empêchée, mais seulement retardée. De plus, il a fait quelques expériences comparatives qui démontrent que la chaux précipite

complétement le cuivre du nitrate de cuivre en présence des sels suivants : les acétates, les citrates, les malates, les tartrates, le lactate de zinc. Les substances suivantes retiennent au contraire un peu de cuivre : le sel ammoniac, la gélatine, le sucre de gélatine, le lactate de chaux impur, le sucre de canne, la gélatine bouillie avec la potasse, la fibrine, l'albumine, la caséine.

Dans son *Rapport annuel sur les progrès de la Chimie* (1848, p. 352), M. Berzélius dit à ce sujet qu'il s'est asssuré que l'expérience de M. Pelouze *est parfaitement exacte.*

349. — Sur l'acide lactique et les lactates, par MM. Engelhardt et Maddrell (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXIII, p. 83).

L'acide lactique fut préparé par la méthode de M. Bensch (voyez plus haut). 9 kilog. de sucre de canne ont fourni 21 kilog. de lactate de chaux. Si on emploie du sucre blanc, on obtient un sel de chaux incolore du premier coup.

Les auteurs ont observé dans deux occasions la transformation du lactate de chaux cristallisé en butyrate; mais ce lactate de chaux retenait encore une petite quantité de matière azotée, dont la présence est indispensable pour que cette transformation ait lieu.

MM. Engelhardt et Maddrell ont également constaté que la fermentation butyrique peut avoir lieu sans l'intervention de l'air, mais que le contact de ce gaz la favorise.

L'acide carbonique et l'hydrogène qui se dégagent dans la fermentation butyrique sont entre eux, environ, dans le rapport de 3 : 4.

La formation du lactate de chaux a été constamment accompagnée du corps gommeux signalé par M. Frémy; la mannite, qui doit se produire en même temps, n'a pu être retrouvée par les auteurs.

Durant ces recherches on a rencontré un sel de chaux de la formule $C^{20}H^{14}O^{14},CaO + 12HO$; il s'était déposé en masses cristallines dans la liqueur provenant du traitement par l'alcool des eaux mères réduites en consistance sirupeuse et dans lesquelles on avait recherché la mannite. Ce sel est soluble dans l'alcool absolu; il perd ses 12 équivalents d'eau dans le vide.

Les auteurs se sont efforcés en vain de trouver une réaction caractéristique de l'acide lactique; ils ont observé que cet acide ne se solidifie pas encore à — 20°.

Les lactates sont tous insolubles dans l'éther, et généralement

peu solubles à froid dans l'eau et dans l'alcool. La chaleur n'augmente pas le pouvoir dissolvant de ce dernier, mais l'eau bouillante dissout rapidement les lactates.

A l'exception du sel de nickel les lactates perdent leur eau de cristallisation à 100°; ils supportent presque tous une température de 150 à 170° sans se décomposer. A l'état cristallisé, ils sont tous inaltérables à l'air, mais ils perdent de l'eau dans le vide; ils cristallisent généralement avec facilité.

Lactate d'argent, $C^6H^5O^5,AgO+2HO$. — On l'obtient en faisant bouillir du carbonate d'argent avec de l'acide lactique; il cristallise en aiguilles groupées qui noircissent à la lumière; il est soluble dans l'alcool chaud et s'en sépare par le refroidissement. L'éther précipite complétement cette dissolution qui brunit et dépose des flocons quand on la chauffe. Ce sel se décompose à 100° avec dégagement de gaz; il perd ses 2 équivalents d'eau à 80°.

Lactate de cuivre, $C^6H^5O^5,CuO+2HO$.—On le prépare comme le sel d'argent ou encore avec le sulfate de cuivre et le lactate de baryte. Si l'on emploie la première méthode, on obtient en même temps des lactates basiques dont on le débarrasse aisément par la cristallisation.

Ce sel se dépose en prismes rhomboïdaux obliques qui possèdent toutes les nuances entre le vert et le bleu. La nuance verte appartient surtout au lactate préparé par la deuxième méthode. Si on verse de l'alcool dans la dissolution aqueuse, on obtient des cristaux qui paraissent différer du sel précédent, leur composition est cependant la même.

Le lactate de cuivre se dissout dans 6 parties d'eau froide et 2,2 d'eau bouillante; dans 115 parties d'alcool froid et 26 parties d'alcool bouillant; il ne se décompose qu'à 210°, s'enflamme et brûle.

Les sels basiques dont nous avons parlé se forment ensemble, on les sépare par décantation. Le composé le plus lourd peut être représenté par la formule $C^6H^5O^5,2CuO$; l'autre paraît être un mélange.

Lactate de cadmium, $C^6H^5O^5,CdO$.—Il se prépare comme le lactate d'argent; il cristallise en aiguilles incolores, solubles dans 10 parties d'eau froide et 8 parties d'eau chaude, insolubles dans l'alcool froid et chaud; sa dissolution est neutre; les cristaux ne se forment que dans une dissolution évaporée à pellicule.

Lactate de protoxyde de mercure, $C^6H^5O^5,Hg^2O+2HO$. — On le prépare à l'aide de dissolutions concentrées de lactate de soude et de

nitrate mercureux dans le rapport de 2 volumes du sel de mercure pour 1 volume de lactate. Le mélange d'abord incolore devient rose, puis cramoisi, et dépose finalement du mercure au bout de 24 heures; le sel se sépare en lamelles groupées en rosettes de la couleur de la dissolution; peu soluble dans l'eau froide ou chaude, il se décompose par l'ébullition en mercure et en lactate de bioxyde; l'alcool bouillant n'en dissout que fort peu et le transforme en une poudre blanche en même temps qu'il devient très-acide.

Lactate basique de bioxyde de mercure, $C^6H^5O^5,2HgO$. — Quand on sature de l'acide lactique bouillant avec du bioxyde de mercure, et qu'on évapore la dissolution en consistance de sirop, il se dépose des cristaux jaunes insolubles dans l'eau et des prismes incolores solubles. Ces deux sels se séparent à l'aide de l'eau bouillante; le sel soluble fut seul examiné; l'alcool froid ou chaud n'en dissout que fort peu, et il ne se décompose pas par l'ébullition.

Le *lactate basique de protoxyde d'étain*, $C^6H^5O^5,2SnO$, se dépose en poudre cristalline quand on mêle des dissolutions de protochlorure d'étain et de lactate de soude. On le purifie facilement par des lavages à l'eau froide qui n'en dissout rien; il en est de même de l'alcool aux différentes températures. L'eau chaude en dissout un peu, l'acide chlorhydrique le dissout facilement.

Le bichlorure d'étain ne produit ni précipité, ni cristaux avec le lactate de soude.

Les auteurs n'ont pas réussi davantage à obtenir le lactate de plomb sous une forme définie.

Lactate de sesquioxyde d'urane, $C^6H^5O^5,U^2O^3$. — Le sesquioxyde d'urane, préparé par la calcination du nitrate, se dissout aisément dans l'acide lactique; la dissolution sirupeuse laisse déposer des croûtes cristallines très-solubles dans l'eau froide ou chaude. La dissolution est décomposée par les rayons solaires; sa couleur jaune devient verte et laisse déposer de l'oxyde pur. L'alcool n'en dissout que des traces.

L'oxyde d'antimoine ne se dissout presque pas dans l'acide lactique; le lactate acide de potasse en dissout beaucoup au bout de quelque temps d'ébullition, mais il ne paraît pas former de combinaison cristallisée.

Le *lactate de sesquioxyde de fer* est incristallisable ainsi que celui de chrome et d'alumine. L'hydrate d'alumine est presque insoluble dans l'acide lactique.

Le *lactate de protoxyde de fer*, $C^6H^5O^5,FeO + 3HO$, se prépare d'après M. Pagenstecher en mêlant des dissolutions de lactate d'ammoniaque et de protochlorure de fer, et précipitant par l'alcool. Les auteurs préfèrent décomposer le lactate de baryte par le protosulfate de fer. Quand le sulfate de baryte est éliminé, on précipite par l'alcool. Ce sel cristallise dans l'eau en aiguilles jaunes, et quand il a été précipité par l'alcool, il se présente au contraire en petites aiguilles blanches, anastomosées. Il est assez soluble dans l'eau et l'alcool bouillants, ces dissolutions sont acides et brunissent à l'air. A l'état sec, il est inaltérable à l'air et sur l'acide sulfurique. A 50° ou 60°, il brunit en perdant de l'eau; au bout de quelque temps il noircit à cette température, devient très-soluble dans l'eau, et ne réduit que peu le nitrate d'argent; ce qui prouve qu'il y a eu une oxydation. Chauffé à 200°, ce corps noir se décompose en dégageant une odeur empyreumatique.

Le *lactate de zinc*, $C^6H^5O^5,ZnO + 3HO$, a été obtenu comme le sel d'argent. Il cristallise en croûtes quand la dissolution est concentrée; en aiguilles, si elle est étendue. Il se dissout dans 58 parties d'eau froide et dans 6 parties d'eau bouillante; les dissolutions sont acides. L'alcool n'a que peu d'action sur ce sel.

Il supporte une température de 210° sans se décomposer sensiblement.

Lactate de nickel, $C^6H^5O^5,NiO + 3HO$. — Préparé avec le carbonate ou le sulfate de nickel et le lactate de baryte, ce sel fournit des cristaux vert pomme, qui constituent des aiguilles groupées, si la dissolution a été étendue, ou des croûtes cristallines s'ils se sont déposés d'une liqueur concentrée. Ce lactate est inaltérable à l'air; à 100° il perd 2 équivalents d'eau; le troisième équivalent se dégage à 130°. Il est très-peu soluble dans l'eau froide, mais soluble dans l'eau chaude. Sa dissolution aqueuse est faiblement acide; l'alcool en précipite le sel en masse pâteuse.

Lactate de cobalt, $C^6H^5O^5,CoO + 3HO$. — L'hydrate de cobalt se dissout aisément dans l'acide lactique, et constitue un sel couleur fleur de pêcher, qui cristallise comme le sel de nickel. Avec l'eau et l'alcool ce sel se comporte comme le lactate de nickel. Il perd ses 3 équivalents d'eau à 100°.

Le *lactate de protoxyde de manganèse*, $C^6H^5O^5,MnO + 3HO$, se dépose en croûtes cristallines incolores ou d'une couleur améthyste lorsqu'on fait bouillir le carbonate de manganèse avec l'acide lac-

tique. L'alcool le précipite de sa dissolution. Abandonnée à l'évaporation lente, la dissolution aqueuse le laisse déposer en prismes rhomboïdaux obliques dont les faces offrent diverses nuances, comme le lactate de cuivre. Il est plus soluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide.

Inaltérable à l'air, ce sel perd 9 pour 100 d'eau sur l'acide sulfurique; il perd le tout à 100°.

Lactate de magnésie, $C^6H^5O^5,MgO + 3HO$. — Ce sel qui se prépare comme ceux de nickel et de cobalt, se présente en croûtes cristallines solubles dans 6 parties d'eau bouillante et 28 parties d'eau froide; la dissolution est neutre et abandonne, par la dessiccation au bain-marie, une poudre d'un blanc éclatant qui offre un brillant jeu de couleurs au soleil. Il est inaltérable à l'air, contrairement aux indications antérieures, et ne perd que des traces d'eau sur l'acide sulfurique; mais il abandonne ses 3 équivalents à 100°.

Le *lactate de chaux*, $C^6H^5O^5,CaO + 5HO$, est inaltérable à l'air; il est soluble en toutes proportions dans l'eau et l'alcool bouillants et dans 9,5 d'eau froide. L'alcool à 50° n'en dissout que des traces. Il cristallise avec 5 équivalents d'eau dans la dissolution alcoolique comme dans la dissolution aqueuse. Il est insoluble dans l'alcool absolu.

Il perd son eau dans le vide et sur l'acide sulfurique.

MM. Engelhardt et Maddrell ont observé qu'à 100° le lactate de chaux abandonne complétement ses 5 équivalents d'eau contrairement à l'indication de M. Wackenroder (*Annuaire de chimie*, 1847, p. 475) : suivant ce dernier chimiste, le cinquième équivalent se dégagerait à une température plus élevée. Il est bon de porter ce sel d'abord à 70 ou 80° pour éviter la fusion qui rendrait la déshydratation plus difficile.

Quand on concentre fortement une dissolution de lactate de chaux et de chlorure de calcium, il se dépose des prismes très-nets inaltérables à l'air et solubles dans l'eau froide, ainsi que dans l'alcool bouillants.

Ces cristaux qui ne se forment bien qu'en présence d'un excès de chlorure de calcium, perdent leur eau à 110° et se représentent par la formule :

$$(C^6H^5O^5,CaO + ClCa) + 6HO.$$

Le *lactate de strontiane*, $C^6H^5O^5,SrO + 3HO$, ressemble au lactate de chaux par ses propriétés physiques.

Le lactate neutre de baryte ne cristallise pas, il se comporte à l'égard des différents dissolvants comme le sel de plomb.

Les lactates de potasse, de soude et d'ammoniaque ne paraissent pas cristalliser.

Lactate acide de baryte, $2(C^6H^5O^5)BaO + HO$. — En versant dans une dissolution de lactate de baryte une quantité d'acide lactique égale à celle qu'il renferme déjà, on obtient un sel bien cristallisé et très-acide, qu'on lave avec de l'alcool pour le séparer de l'acide lactique libre. Ce sel, assez soluble dans l'eau, est inaltérable à l'air et sur l'acide sulfurique.

Lactate acide de chaux, $2(C^6H^5O^5)CaO + 3HO$. — Si l'on place le lactate de chaux dans les mêmes conditions que le lactate de baryte, on obtient d'abord quelques cristaux de lactate de chaux neutre; mais en évaporant en consistance de sirop, il se forme des groupes fibreux, semblables à la wavellite, solubles dans l'alcool bouillant. Inaltérable à l'air, il dégage son eau à 80°.

Les auteurs terminent leur travail en concluant à la bibasicité de l'acide lactique, conclusion qui leur paraît encore justifiée par la transformation du lactate de chaux en butyrate.

350.—Sur la forme cristalline de l'acide chlorosuccique; par M. J. Nicklès (*Revue scientifique*, t. XXXI, p. 205).

Dans l'*Annuaire de Chimie*, 1846, p. 414, il a été question de l'acide chlorosuccique $C^6Cl^2H^2O^3$ ainsi que de plusieurs autres composés nouveaux; cet acide a été découvert par M. Malaguti.

Il cristallise en prismes allongés, assez limpides, dont la forme primitive est un prisme rhomboïdal oblique très-rapproché d'un prisme droit.

351.—Sur l'acide mucique et les mucates; par M. Hagen (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXI, p. 531).

Il résulte de ce travail que :

1° La formation de l'acide mucique par la lactine et l'acide nitrique, est accompagnée d'acide oxalique qui se forme directement par l'oxydation de la lactine, et en très-petite quantité seulement aux dépens de l'acide mucique.

2° Le maximum d'acide mucique se produit quand on se sert

d'un acide nitrique d'une densité de 1,35 étendu de $\frac{1}{4}$ de son poids d'eau.

3° Avec de l'acide nitrique étendu, on n'obtient presque exclusivement que de l'acide oxalique.

4° La formule $C^6H^4O^7 + aq.$ doit être doublée.

Mucate de potasse, $C^{12}H^8O^{14} + 2KO + aq.$ — Ce sel s'obtient quand on neutralise l'acide mucique par la potasse. Il se dépose de sa solution chaude en grains blancs cristallins qui ne perdent leur équivalent d'eau qu'à 150°

Les eaux mères affectent une couleur brune qu'on ne peut pas éviter, même par l'emploi d'un acide chimiquement pur. Elles possèdent d'ailleurs les réactions caractéristiques de l'acide saccharique; mais l'auteur n'a pas réussi a en séparer du bisaccharate de potasse par l'addition d'un excès d'acide.

Le *bimucate de potasse*, $C^{12}H^8O^{14} + KO,HO + 2aq.$, se prépare en dissolvant du mucate neutre dans une quantité d'acide mucique égale à celle qui est en combinaison. Il se présente en petits cristaux transparents plus solubles que le sel neutre.

A 100°, ils conservent encore leur eau.

Mucate de soude, $C^{12}H^8O^{14} + 2NaO + 9aq.$ et $C^{12}H^8O^{14} + 2NaO + aq.$

Le premier sel se forme quand on évapore lentement la dissolution du mucate de soude. Il constitue de beaux cristaux limpides, efflorescents qui perdent 8 équivalents d'eau à 100°.

Le second se dépose quand l'évaporation est rapide. Il est pulvérulent et il accompagne toujours le mucate à 9 équivalents d'eau.

Mucate de magnésie, $C^{12}H^8O^{14},2MgO + 4aq.$ — Il se prépare par double décomposition ainsi que tous les sels suivants. L'eau ne se dégage pas encore à 100°.

Mucate de chaux, $C^{12}H^8O^{14},2CaO + 3aq.$ — Séché à 100°, il retient encore 3 équivalents d'eau.

Mucate de baryte, $C^{12}H^8O^{14}$, $2BaO + 3aq.$ — Cette formule représente sa composition à 100°.

Mucate de cuivre, $C^{12}H^8O^{14},2CuO + aq.$ — Poudre bleuâtre insoluble, qui retient 1 équivalent d'eau à 100°.

Mucate ferreux, $C^{12}H^8O^{14},2FeO + 4aq.$—Poudre jaunâtre, inaltérable à l'air et à une température de 100°. Chauffé à 150 ou 160°, il se transforme en une masse brune qui s'enflamme à l'air.

Mucate de plomb, $C^{12}H^8O^{14}$, $2PbO + 2aq.$ — Ce sel s'obtient quand on verse de l'acétate de plomb dans une dissolution d'acide

mucique. Il constitue une poudre grenue, insoluble dans l'eau. Il ne perd son eau qu'à 150°. L'ammoniaque ne lui enlève pas son acide, contrairement aux assertions de quelques auteurs.

L'acétate de plomb basique donne avec le mucate d'ammoniaque un précipité gélatineux renfermant toujours de l'acide acétique. L'auteur croit pouvoir le représenter par $C^{12}H^6O^{12} + 6PbO$.

Le *mucate d'argent* a pour formule $C^{12}H^8O^{14},2AgO$.

352. — Sur les acides gras du beurre de coco, par M. Saint-Èvre (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIV, p. 246, et *Annales de Chimie et de Physique*, 3e série, t. XXI, p. 439).

Il résulte de ces recherches qu'il existe dans le beurre de coco un acide gras, fusible, volatil et cristallisable, dont la formule $C^{22}H^{22}O^4$ le place dans la série des acides gras établie par M. Dumas.

Cet acide est contenu dans le beurre de coco, associé à la glycérine et à l'acide oléique; sa purification est difficile. M. Saint-Evre prescrit la marche suivante.

On précipite le cocinate alcalin impur par de l'acide tartrique; on fait cristalliser dans l'alcool et on sature la croûte cristalline par un alcali. Ayant dissous le cocinate dans l'alcool, on précipite la liqueur par l'acétate de plomb et on fait digérer le précipité avec de l'éther sulfurique, souvent renouvelé pour enlever l'acétate de plomb.

Le résidu insoluble, décomposé par l'acide tartrique, donne de l'acide cocinique pur, il ne reste plus qu'à le dissoudre dans l'alcool et le faire cristalliser.

L'acide cocinique cristallise en aiguilles incolores, groupées en étoiles. Il fond à la température de 34°,7, et se dissout aisément dans l'éther et l'alcool à 36°. Il est sans odeur et volatil dans un courant de gaz. Il s'altère par son ébullition à l'air.

Éther cocinique $C^{22}H^{21}O^3,C^4H^5O$. — C'est un liquide, jaune clair, d'une odeur de pomme de reinette; on l'obtient en faisant passer un courant de gaz chlorhydrique dans une dissolution alcoolique chaude d'acide cocinique. L'éther ne tarde pas à se séparer. On le lave avec de l'eau légèrement ammoniacale, puis à l'eau pure, et on dessèche sur du chlorure de calcium.

Le *cocinate d'argent*, $C^{22}H^{21}O^3,AgO$, se prépare par double décomposition entre des dissolutions alcooliques. Il est soluble dans l'éther. Il fond à 55°.

353. — Sur l'acide palmique; par M. Playfair (*L'Institut*, n° 686, p. 70).

Pour la première fois, l'acide palmique a été extrait par M. Boudet, de la palmine, obtenue elle-même en faisant réagir la vapeur nitreuse sur l'huile de ricin. M. Playfair a entrepris l'étude de cet acide qui n'est que très-peu connu.

Pour le préparer, il saponifie d'abord de l'huile de ricin, et il décompose ensuite le savon par l'acide chlorhydrique ; les acides gras de couleur olive pâle qui en résultent, lavés convenablement, sont délayés dans l'acide nitrique étendu, à travers lequel on a fait passer un courant de vapeurs nitreuses ; de cette manière ces acides deviennent jaunes et acquièrent la consistance de la cire jaune. Cette masse abandonne à l'alcool de l'acide palmique qui se sépare par l'évaporation et qu'on purifie par plusieurs cristallisations jusqu'à ce que son point de fusion soit de 45° à 46°. L'alcool retient une huile jaune, incristallisable, qui devient rouge quand on la saponifie par la potasse caustique.

L'acide palmique se sépare en masse amorphe de ses dissolutions alcooliques. Après avoir été fondu, il se solidifie én étoiles formées de petits cristaux rayonnant d'un centre commun..

M. Playfair attribue à cet acide la formule : $C^{34}H^{32}O^{5} + HO$.

Le palmate d'argent qui a servi à établir l'équivalent de cet acide est une poudre blanche, légère.

M. Playfair a également analysé la palmine, et il est arrivé à la formule : $C^{37}H^{34}O^{6}$.

354. — Sur les acides gras de l'huile de ricin; par M. Saalmuller (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXIV, p. 108).

Lorsqu'on traite à chaud de l'huile de ricin par de la potasse ou de la soude, on obtient un savon très-soluble dans l'eau et d'une saveur caustique, même après de nombreux lavages à l'eau salée.

Si l'on décompose ce savon par l'acide tartrique ou l'acide hydrochlorique, il se forme un mélange liquide d'acides gras, légèrement rouge, inodore, mais d'une saveur pénétrante, que MM. Bussy et Lecanu considéraient comme formé des acides margarique, ricinique et élaïodique. 94 pour 100 de ces acides gras et 8 pour 100 de glycérine constituent l'huile de ricin d'après ces chimistes.

Ce mélange d'acides gras abandonne à la longue des lamelles nacrées d'une substance que MM. Bussy et Lecanu avaient nommée *acide margaritique*. De nouvelles analyses de cet acide ont fourni à M. Saalmuller des nombres différents même entre eux; ainsi une fois la composition s'accordait avec celle de l'acide stéarique, une autre fois avec celle de l'acide palmitique; il faut dire que les deux produits provenaient d'une préparation différente.

Le point de fusion de la substance, 74°, est aussi celui de l'acide stéarique; si MM. Bussy et Lecanu l'ont placé à une température plus élevée, cela tient à quelque impureté que l'auteur est parvenu à éloigner.

En faisant cristalliser la matière à plusieurs reprises dans l'alcool additionné de quelques gouttes d'acide hydrochlorique, on ne tarde pas à observer un abaissement considérable du point de fusion, qui s'arrête en effet à 74°; cependant par des fusions réitérées au bain-marie, ce point baisse encore, mais il ne tombe jamais au-dessous de 70°.

La séparation de cet acide s'opère plus facilement quand on mélange les acides gras avec $\frac{1}{3}$ de leur poids d'alcool et qu'on abandonne ce mélange pendant quelque temps à une température de —10 à —12°.

Après la séparation des cristaux, le résidu ne constitue d'après M. Saalmuller qu'un seul acide, l'*acide ricinoléique*, $C^{38}H^{36}O^{6}$.

Pour l'obtenir pur, on traite cet acide par un excès d'oxyde de plomb; la combinaison s'opère avec dégagement de chaleur et il se forme une masse plastique que l'on dissout dans l'éther. La solution traitée ensuite par l'acide hydrochlorique et l'eau, laisse précipiter une matière liquide brunâtre qui est l'acide impur; l'auteur le purifie en suivant le procédé décrit par M. Gottlieb pour la purification de l'acide oléique (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 495).

L'acide ricinoléique pur constitue, à la température ordinaire, un liquide sirupeux, jaune clair, inodore, mais d'une saveur forte, très-persistante. Sa densité est de 0,940 à 15°. De —6° à —20°, il se solidifie en une agglomération de petites masses sphériques. Il est soluble en toute proportion dans l'alcool et l'éther; sa dissolution alcoolique est acide et décompose les carbonates avec effervescence. Il n'absorbe pas l'oxygène à la température ordinaire.

Soumis à la distillation sèche, il se décompose en produits liquides d'abord, puis solides. D'accord avec MM. Bussy et Lecanu,

M. Saalmuller n'a pu y constater la présence de l'acide sébacique.

Les ricinoléates à bases alcalines et terreuses sont presque tous cristallisables. Tous sont solubles dans l'alcool, quelques-uns dans l'éther; ils ne se modifient pas à la longue.

Ricinoléate de baryte, $C^{38}H^{35}O^{5}$,BaO. — On le prépare en décomposant le ricinoléate d'ammoniaque par le chlorure de barium. Le sel se précipite en flocons qu'on lave à l'eau; après l'avoir séché, on le dissout dans l'alcool; il cristallise alors en lamelles qui doivent être desséchées sur l'acide sulfurique.

Le *ricinoléate d'ammoniaque*, que l'auteur n'a pas examiné du reste, s'obtient quand on sature l'acide ricinoléique, au moment où il est déplacé par l'acide hydrochlorique, de la dissolution éthérée de son sel de plomb.

C'est avec le sel ammoniacal qu'on a préparé, par double décomposition, les ricinoléates suivants.

Le *ricinoléate de strontiane*, $C^{38}H^{35}O^{5}$,SrO, cristallise dans l'alcool en petits grains blancs.

Le *ricinoléate de chaux*, $C^{38}H^{35}O^{5}$,CaO+HO, à l'état pur se présente en petits cristaux écailleux, d'un blanc éclatant, qui perdent de l'eau par la fusion, même après avoir été séchés pendant longtemps dans le vide sur l'acide sulfurique. Ils fondent à 80° et se prennent par le refroidissement en une masse friable.

Le *ricinoléate de magnésie*, $C^{38}H^{35}O^{5}$, MgO, est anhydre et cristallise en aiguilles.

Le *ricinoléate de zinc*, $C^{38}H^{35}O^{5}$, ZnO, se présente en petits grains blancs cristallins.

Le *ricinoléate de plomb*, $C^{38}H^{35}O^{5}$, PbO, ne peut se préparer par double décomposition; le produit ne présente jamais une composition constante. Il faut donc faire digérer l'acide ricinoléique avec un excès d'oxyde de plomb, puis dissoudre le sel dans l'éther. La solution abandonnée sur l'acide sulfurique se réduit en une masse transparente et cristalline, fusible à 100°, et devenant friable par le refroidissement.

M. Saalmuller a analysé des sels provenant de préparations différentes et il a obtenu pour tous les mêmes nombres.

La préparation du ricinoléate d'argent $C^{38}H^{35}O^{5}$, AgO présente quelque difficulté à cause de la réduction qu'éprouve l'oxyde d'argent quand on dissout le sel dans l'alcool ou dans l'éther. Néanmoins

l'auteur a réussi à l'obtenir suffisamment pur pour pouvoir l'analyser.

Éther ricinoléique, $C^{38}H^{35}O^5,C^4H^5O$. — Il suffit de saturer avec le gaz hydrochlorique une dissolution d'acide ricinoléique dans l'alcool absolu pour obtenir cet éther, qu'on n'a plus qu'à précipiter par l'eau et laver convenablement avec un peu de carbonate de soude puis avec de l'eau.

Action de l'acide sulfureux sur l'acide ricinoléique et l'huile de ricin.

On sait que M. Félix Boudet a signalé la propriété que possède l'acide sulfureux de solidifier certaines huiles grasses et notamment l'huile de ricin.

M. Saalmuller n'a pas réussi dans ses essais pour solidifier cette huile, ou l'acide ricinoléique. L'huile et l'acide absorbent bien de l'acide sulfureux, mais ils ne changent pas de nature et ne se solidifient même pas au bout de plusieurs semaines.

Il a fait séjourner pendant quelque temps de l'huile de ricin et de l'acide ricinoléique avec du sulfite de soude et un peu d'acide hydrochlorique en prenant la précaution d'agiter souvent. Le corps gras ne s'est pas solidifié. L'analyse a donné les mêmes nombres que ceux de l'acide ricinoléique pur.

355. — Sur la préparation du tanin; par M. Mohr (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXI, p. 352).

Le tanin se dissout dans l'éther anhydre d'une densité de 0,725, et forme un liquide sirupeux qui jouit de la propriété singulière de ne pas se mélanger à de nouvelles quantités d'éther. On voit donc que le tanin peut être extrait sans que l'éther soit hydraté.

Si on agite la dissolution sirupeuse avec un peu d'eau, il se forme trois couches; la couche inférieure est une dissolution aqueuse de tanin, celle du milieu est la dissolution éthérée; la couche supérieure est de l'éther renfermant du tanin et de la matière colorante.

Une addition de quelques gouttes d'alcool rend d'abord la dissolution éthérée plus fluide; une quantité plus grande détermine la réunion des trois couches.

Il résulte de là que pour préparer le tanin avec la noix de galle, il est bon de se servir d'un éther alcoolisé.

M. Mohr conseille d'employer 1 partie d'alcool pour 4 parties

d'éther. A l'aide de ce dissolvant, M. Mohr a retiré des noix de galle, après trois épuisements, 78,12 pour 100 de tanin pur.

356. — Sur la transformation de l'acide tannique en acide gallique; par M. Wetherill (*Journal de Pharmacie et de Chimie*, t. XII, p. 107, 3e série).

M. Wetherill conclut de ses expériences que les acides tannique et gallique sont deux corps isomères, et que la transformation du premier dans le second, n'est qu'un résultat d'hydratation.

Les proportions qui lui ont le mieux réussi pour transformer l'acide tannique en acide gallique, sont les suivantes : on mêle de l'acide sulfurique d'une densité de 1,84 avec de l'eau dans les proportions de 100 à 400 centimètres cubes; dans 500 centimètres cubes de ce mélange, on fait bouillir 50 grammes de tanin sec jusqu'à ce que la liqueur soit concentrée suffisamment pour cristalliser par refroidissement. Le produit consiste en acide gallique très-blanc.

357. — Sur le tannate de fer; par M. Wittstein (*Repertorium für die Pharmacie*, t. XLV, p. 289).

Voici les résultats de ce travail.

Le précipité bleu qui se forme quand on verse une dissolution de protosulfate de fer dans une dissolution d'acide tannique, est formé de 1 équivalent de peroxyde de fer et de 4 équivalents d'acide. Si le fer est à l'état de peroxyde, le précipité varie dans sa composition depuis $\frac{1}{3}$ jusqu'à $\frac{3}{2}$ équivalents d'acide pour 1 équivalent de base.

Par l'ébullition, l'acide tannique en excès réduit les sels de peroxyde de fer en sel de protoxyde.

Le tannate de fer n'est que peu soluble dans l'acide acétique, mais très-soluble dans l'acide tannique.

Il constitue un liquide huileux jaune qui se décompose par la chaleur.

358. — Sur l'acide chrysammique; par M. Mulder (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLII, p. 250, et *Annales de Chimie et de Physique*, 3e série, t. XXII, p. 122).

L'acide chrysammique a été découvert par M. Schunck, qui le représente par la formule

$$C^{15}Az^{2}HO^{12} + HO.$$

D'après M. Mulder, cette formule serait

$$C^{14}Az^2HO^{11} + HO.$$

Les sels analysés par ce chimiste sont :

Le chrysammate de potasse		$C^{14}Az^2HO^{11} + KO + 3aq.$
»	soude........	$C^{14}Az^2HO^{11} + NaO + 3aq.$
»	baryte.......	$C^{14}Az^2HO^{11} + BaO + 5aq.$
»	chaux.	$C^{14}Az^2HO^{11} + CaO + 6aq.$
»	magnésie.....	$C^{14}Az^2HO^{11} + MgO + 6aq.$
»	protoxyde de manganèse	$C^{14}Az^2HO^{11} + MnO + 5aq.$
»	cuivre.......	$C^{14}Az^2HO^{11} + CuO + 4aq.$
»	plomb (neutre)	$C^{14}Az^2HO^{11} + PbO + 5aq.$
»	» (basique)	$C^{14}Az^2HO^{11} + 2PbO$

L'eau de ce dernier n'a pas été déterminée. Ces sels perdent leur eau difficilement ; ils ont été séchés à 140 et 145°. A 110°, le chrysammate de baryte retient encore 2 équivalents d'eau.

A 100° l'acide sec absorbe de l'ammoniaque et dégage de l'eau. En retranchant l'eau disparue, on trouve que 100 parties d'acide augmentent ainsi de 4 parties. La perte en eau est égale à 4,8. Le calcul exige les nombres 3,8 et 4,3, tandis que d'après les données de M. E. Robiquet (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 565), il aurait fallu 2 pour 100 pour les deux nombres.

L'acide chrysammamique $C^{30}H^6Az^5O^{25}$ de M. Robiquet doit être représentée par $C^{14}H^4Az^3O^{11}$ d'après M. Mulder qui le nomme chrysammide. Cette nouvelle formule infirme par conséquent celle du chrysammalide $C^{30}H^2Az^4O^{24}$.

Les formules de M. Mulder indiquent une liaison intime entre l'acide chrysammique et l'acide anilique $C^{14}H^4AzO^9$, car si on retranche du premier les éléments de l'acide nitrique, on obtient l'acide anilique.

$C^{14}HAz^2O^{11} - AzO^5 = C^{14}HAzO^6$ qui est de l'acide anilique moins 3 atomes d'eau.

L'anilamide de M. Cahours est $C^{14}H^4AzO^{12} + AzH^3 - HO$.

M. Mulder pense que ces deux composés sont de l'oxamide copulée avec le groupe $C^{12}HAzO^3$ que l'on rencontre déjà dans l'acide picrique.

L'acide anilique serait donc $C^2O^3 + H^3O^3 + C^{12}HAzO^3$
» chrysammique $C^2O^3 + AzO^5 + C^{12}HAzO^3$.

359. — Sur quelques produits de décomposition de l'acide chrysammique; par M. Schunck (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXV, p. 234).

M. Schunck a étudié, il y a quelques années, l'action de l'acide nitrique sur l'aloès; ce travail l'avait conduit à admettre, dans cette circonstance, la formation de quatre acides azotés nouveaux, les acides *chrysammique*, *chrysolépique*, *aloétique* et *aloérétinique.*

Le mémoire qu'il publie aujourd'hui a pour but de rectifier quelques-unes de ces données et d'en ajouter de nouvelles.

Le dernier produit de l'action de l'acide nitrique sur l'aloès est l'acide chrysammique qui ne se modifie pas, même sous l'influence de l'acide nitrique fumant.

La potasse l'attaque rapidement et le transforme en un corps brun, identique, selon toutes les apparences, avec l'acide *aloérétinique.*

L'*acide chrysolépique*, qui avait été considéré comme un isomère de l'acide picrique, n'est autre chose que de l'acide picrique souillé d'acide aloérétinique. En effet, quand on évapore la dissolution qui avait déposé les acides chrysammique et aloétique, et qu'on la neutralise par de la chaux, dès que l'excès d'acide nitrique a disparu, il se précipite beaucoup d'oxalate de chaux, et les eaux mères retiennent de l'acide picrique qui se sépare quand on ajoute de l'acide nitrique.

Sous l'influence de l'acide nitrique concentré, l'acide aloétique se transforme complétement en acide chrysammique. M. Schunck a soumis l'acide aloétique à une nouvelle analyse. La formule qu'il lui attribue établit une relation très-nette entre cet acide et l'acide chrysammique :

$$\underbrace{C^{16}Az^2H^4O^{13}}_{\text{Acide aloétique.}} - CH^2 = \underbrace{C^{15}Az^2H^2O^{13}}_{\text{Acide chrysammique.}}$$

L'acide chrysammique se dissout à chaud, dans une dissolution d'ammoniaque et produit un liquide pourpre foncé qui dépose, par le refroidissement, des aiguilles cristallines, d'un rouge brun par transparence et vertes par réflexion; l'auteur appelle ce corps *chrysamminamide*, sa composition s'accorde à la fois avec les deux formules :

$$C^{28}Az^7H^{10}O^{21} \text{ et } C^{30}Az^7H^{10}O^{23}.$$

En versant de l'acide chlorhydrique ou de l'acide sulfurique étendu, dans une dissolution aqueuse et chaude de chrysamminamide, il se sépare par le refroidissement, des aiguilles vert foncé d'un nouvel acide, l'acide *amido-chrysammique*, dont la composition s'accorde également avec deux formules :

$$C^{14}Az^3H^4O^{11} \text{ et } C^{15}Az^3H^4O^{12}.$$

On a préparé le sel de baryte en dissolvant l'acide amido-chrysammique dans l'ammoniaque et en ajoutant du chlorure de barium, le produit constitue un précipité rouge, cristallin.

Cet acide, qui ne diffère de l'acide chrysammique, que par 1 équivalent d'oxygène, remplacé par 1 équivalent d'amide, se transforme rapidement en acide chrysammique quand on le fait bouillir avec de l'acide nitrique. Les eaux mères retiennent du nitrate d'ammoniaque. L'acide sulfurique agit de la même manière, mais les acides faibles sont sans action.

L'acide amido-chrysammique se dissout dans l'eau avec une couleur pourpre ; les acides l'en précipitent partiellement sans altérer la couleur du liquide.

Les amido-chrysammates offrent à peu près le même aspect et les mêmes propriétés que les chrysammates, et ils détonent comme eux ; cependant ils s'en distinguent facilement en ce qu'ils perdent de l'ammoniaque quand on les traite par la potasse.

Le sel de potasse se prépare en saturant à froid l'acide amido-chrysammique par du carbonate de potasse ; il cristallise en petites aiguilles de la même couleur verte que le chrysammate de potasse.

Ce sel sert à préparer les amido-chrysammates insolubles, que l'on peut obtenir également au moyen de la chrysamminamide additionnée d'ammoniaque.

M. Schunck a analysé le sel de baryte préparé avec l'acide qui se produit quand on traite l'acide chrysammique par la potasse et il arrive à la formule

$$C^{12}Az^2H^4O^9BaO.$$

D'après cela, l'acide aloérétinique dérive de l'acide chrysammique de la manière suivante :

$$C^{15}Az^2H^2O^{13} - 3CO^2 + 3HO = C^{12}Az^2H^5O^{10}.$$

Le dégagement d'acide carbonique que cette formule suppose est parfaitement conforme aux faits.

Hydrochrysammiae.—Quant on introduit de l'acide chrysammique dans une dissolution bouillante de sulfure de potassium contenant un excès de potasse caustique, l'acide disparaît, la liqueur se colore en bleu; par le refroidissement elle dépose une grande quantité d'aiguilles cristallines bleues par transparence et rouges par réflexion. On les purifie en les dissolvant dans une lessive bouillante de potasse.

L'hydrochrysammide se forme encore quand on traite de l'acide chrysammique par une dissolution bouillante de protochlorure d'étain. La liqueur bleuit aussitôt; en éloignant l'acide en excès ainsi que le protochlorure d'étain, et dissolvant le résidu dans de la potasse bouillante, il se sépare de l'hydrochrysammide qui retient obstinément de l'oxyde d'étain.

Comme elle ne se combine avec aucun corps, l'auteur n'a pu en déterminer l'équivalent; quant à la formule, il hésite entre

$$C^{14}Az^2H^6O^6 \text{ et } C^{30}Az^4H^{12}O^{13}.$$

Chauffée dans un tube, l'hydrochrysammide fournit des vapeurs violettes qui se condensent en cristaux bleus à la partie supérieure du tube, il se dégage en même temps de l'ammoniaque, et il reste un dépôt charbonneux.

Insoluble dans l'eau bouillante, elle est un peu soluble dans l'alcool bouillant qui se colore légèrement en bleu. L'acide sulfurique la dissout sans l'altérer, et l'eau la précipite de cette dissolution. Le chlore et l'acide nitrique la décomposent. La potasse et les carbonates alcalins la dissolvent avec une couleur indigo, les acides la précipitent de nouveau.

L'acide nitrique bouillant décompose l'hydrochrysammide; si l'on a égard au mode de formation de cette substance, on pourrait croire qu'il se produit, dans cette réaction, de l'acide chrysammique, il n'en est rien. Le corps qui se forme a plus d'analogie avec l'acide aloérétinique. Les eaux mères retiennent beaucoup d'acide oxalique et de l'ammoniaque.

360. — Sur la préparation de l'acide hippurique; par M. GRÉGORY (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXIII, p. 127).

Pour se procurer l'acide hippurique, il suffit, d'après M. Gré-

gory, de faire bouillir quelques instants l'urine de cheval avec un excès de lait de chaux, de la passer ensuite et, après l'avoir réduite au $\frac{1}{10}$ de son volume primitif, de la saturer par l'acide hydrochlorique; l'acide hippurique se dépose en cristaux jaunâtres exempts d'acide benzoïque.

361.—Sur les urates neutres; par MM. Bensch et Allan (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXV, p. 181).

Ce travail fait suite au mémoire publié par M. Bensch (*Annuaire de Chimie*, 1846, p. 392), et qui traitait spécialement des urates acides; il n'avait décrit que deux urates neutres, ceux de potasse et de soude, qu'il est parvenu depuis à préparer plus facilement.

Les sels étudiés dans ce nouveau mémoire se décomposant par l'acide carbonique de l'air, on a dû les sécher dans un courant d'hydrogène.

Pour doser l'acide urique, on fit bouillir les urates avec de l'acide chlorhydrique concentré, on recueillit le précipité sur un filtre sec et pesé et on dessécha à 100°.

L'*urate de potasse*, $C^5Az^2HO^2,KO$, que nous connaissons déjà, se prépare assez facilement quand on sature avec de l'acide urique une dissolution étendue de potasse exempte d'acide carbonique. En évaporant la liqueur, il arrive un moment où le sel se dépose en aiguilles; on cesse alors de chauffer et on abandonne à la cristallisation.

Cet urate se dissout dans 36 parties d'eau à 15°.

L'*urate de soude*, $C^5Az^2HO^2,NaO$, qui se prépare comme le précédent, cristallise en verrues. Il se dissout dans 62 parties d'eau à 15°.

L'urate neutre d'ammoniaque n'a pu être obtenu; il en est de même de celui de magnésie qui ne paraît pas susceptible de former des sels doubles avec les urates précédents.

Les urates neutres de chaux, de baryte et de strontiane s'obtiennent sans difficulté quand on fait bouillir de l'acide urique avec les dissolutions de ces bases. Ils se préparent également par double décomposition à l'aide des urates précédents; mais pour se mettre à l'abri de l'acide carbonique qui pourrait être introduit par les bases employées, les auteurs recommandent de faire bouillir préalablement l'urate de potasse avec une petite quantité du sel à précipiter, le dépôt qui se forme dans ce cas est en majeure partie du carbonate qu'on élimine par filtration.

L'*urate de chaux*, $C^5Az^2HO^2,CaO$, se précipite en poudre grenue pendant qu'on fait bouillir la dissolution des sels précipitants. 1 partie de cet urate se dissout dans 1440 parties d'eau chaude et dans 1500 parties d'eau froide. Néanmoins les auteurs ont des motifs pour croire que ce sel est plus soluble que ces chiffres ne l'indiquent.

Quoi qu'il en soit, l'urate acide est plus soluble que l'urate neutre; 1 partie se dissout dans 276 parties d'eau chaude et dans 603 parties d'eau froide.

Urate de strontiane, $C^5Az^2HO^2,SrO + 2HO$. — Ce sel cristallise en aiguilles groupées en étoiles. 1 partie se dissout dans 1789 parties d'eau chaude et dans 4300 parties d'eau froide. La dissolution est très-alcaline.

L'*urate de baryte*, $C^5Az^2HO^2,BaO + HO$, constitue un précipité grenu à réaction alcaline, soluble dans 2700 parties d'eau bouillante et dans 7900 parties d'eau froide.

Urate de plomb, $C^5Az^2HO^2, PbO$. — Quand on verse goutte à goutte une dissolution étendue d'urate de potasse dans une dissolution étendue et bouillante de nitrate de plomb, il se forme un précipité, jaune d'abord, qu'on sépare, puis un précipité blanc insoluble dans l'eau et l'alcool. Il conserve sa couleur blanche jusqu'à 160°.

Les auteurs n'ont pu réussir à préparer les urates neutres de protoxyde de fer, de manganèse et de nickel, de sesquioxyde de fer et de bioxyde de cuivre.

Les déterminations de la solubilité des urates conduisent les auteurs à la conclusion que les sels de chaux sont les plus propres à prévenir les concrétions d'acide urique, puisque l'urate acide de chaux est le plus soluble de tous les urates qu'on peut supposer dans l'organisme.

362. — Sur la transformation des corps azotés neutres en corps gras; par M. Blondeau (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXV, p. 360).

M. Blondeau a observé que le fromage de Roquefort récemment fabriqué se transforme, au bout de deux mois de séjour dans les caves, en un corps gras ayant la plus grande analogie avec le beurre; il possède une saveur douce et agréable, fond à 40°, entre en ébullition à 80° et se décompose à 150 ; il éprouve facilement la saponification.

L'auteur attribue cette transformation au développement de végétaux cellulaires à la surface du fromage, développement qui se fait aux dépens de l'azote de cette matière, ainsi que d'une portion de son carbone. Il puise la confirmation de cette idée dans la composition de la caséine qui peut, en effet, se représenter par un acide gras, plus de l'ammoniaque.

M. Blondeau a également essayé de transformer la fibrine en corps gras. 1 livre de viande de bœuf exempte de graisse, salée légèrement et entourée d'une couche de pâte, fut placée dans une cave qui se trouvait dans les mêmes conditions que celle dans laquelle le caséum subit sa transformation : après deux mois d'expérience, cette viande n'avait éprouvé aucune altération putride, mais elle était transformée, pour la plus grande partie, en un corps gras semblable au saindoux.

La surface de la matière était en même temps colorée en vert ; cette couleur provenait du *torula viridis*, cryptogame qui se développe facilement dans ces circonstances.

363. — De l'action du soufre sur les huiles; par M. ANDERSON (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLII, p. 1).

M. Anderson a étudié l'action du soufre sur les acides stéarique et oléique, ainsi que sur les huiles d'olives, d'amandes et de lin.

Ce métalloïde est resté sans effet sur l'acide stéarique, mais il a réagi vivement sur l'acide oléique et sur les huiles grasses. Dans ces différentes circonstances, M. Anderson a constaté les mêmes résultats.

Il se dégage beaucoup d'hydrogène sulfuré et une huile à odeur alliacée ; le résidu de la cornue consiste en une masse élastique, gluante qui possède une odeur sulfureuse.

Soumise à la distillation, cette huile perd l'excès d'hydrogène sulfuré et passe d'abord incolore ; les dernières portions, qui deviennent de plus en plus colorées, déposent de petites lamelles nacrées d'acide margarique.

L'huile fétide n'a pu être obtenue complétement pure, mais en dissolution dans l'alcool ; elle précipite le nitrate d'argent, le chlorure de mercure et l'acétate de plomb ; c'est au moyen de sa combinaison mercurielle, que M. Anderson a pu établir la constitution de ce liquide.

Le précipité formé par le chlorure de mercure est lavé exacte-

ment avec de l'éther, puis on le fait bouillir avec de l'alcool qui en dissout une partie. Par le refroidissement, la dissolution abandonne des tables hexagonales microscopiques qui conservent toujours une odeur repoussante que la chaleur rend plus vive.

Cette combinaison est peu soluble dans l'éther, soluble dans l'huile de naphte et l'essence de térébenthine.

Son analyse conduit à la formule

$$C^{16}H^{16}S^{5},Hg^{4}Cl^{2},$$

que M. Anderson groupe de la manière suivante :

$$(C^{8}H^{8}S^{2} + Hg^{2}Cl^{2}) + (C^{8}H^{8}S^{2} + Hg^{2}S)$$

et rapproche ainsi des combinaisons de l'allyle. Il appelle *sulfure d'odmyle* la combinaison $C^{8}H^{8}S^{2}$.

En soumettant le composé mercurique à un courant d'acide sulfhydrique, il se précipite du sulfure de mercure, et il se produit une huile d'une odeur désagréable qui surnage l'eau. Avec le chlorure de mercure, elle donne des cristaux ressemblant à ceux qui viennent d'être examinés : c'est ce qui fait croire à l'auteur que l'huile ainsi séparée par l'acide sulfhydrique n'était autre chose que

$$C^{8}H^{8}S^{2}.$$

Le chlorure de platine précipite assez lentement la dissolution alcoolique de cette huile, les composés qu'il forme paraissent être des mélanges, et M. Anderson n'a encore rien obtenu de précis ; il annonce cependant que les déterminations de platine s'accordent assez avec la formule

$$(C^{8}H^{8}S^{2} + PtCl^{2}) + (C^{8}H^{8}S^{2} + PtS).$$

L'auteur promet de continuer ces recherches intéressantes.

364. — Sur l'huile de ben ; par M. Voelcker (*Journal für prakt. Chemie*, t. XXXIX, p. 351).

On recherche depuis quelques années dans le commerce une huile que ses propriétés rapprochent de l'huile d'olives, et qui est extraite des fruits du *Moringa nux Behen*.

Sa densité est de 0,912, elle est légèrement jaune, solide en

hiver. Elle ne possède pas de saveur et ne rancit qu'au bout d'un temps très-long.

Cette huile a déjà été l'objet d'un examen de la part de M. Walter (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 505), qui est arrivé à un résultat différent.

Pour en extraire les acides on la saponifie par la potasse et on décompose le savon par l'acide hydrochlorique. Les acides sont mis ensemble en liberté; à l'aide du papier brouillard on sépare les acides solides de ceux qui sont liquides. 400 grammes d'huile fournissent 68 grammes d'acides solides.

En dissolvant ces derniers dans l'alcool bouillant, il se dépose, par le refroidissement, des cristaux dont on n'a pu faire qu'une seule analyse; ils renfermaient 81,63 de carbone, 13,86 d'hydrogène.

Après que ces cristaux se furent séparés, on fit cristalliser les autres acides. On recueillit séparément les cristaux qui se déposaient durant le refroidissement. En répétant cette méthode six à huit fois, on finit par obtenir deux acides différents, à point de fusion constant. L'un fondit à 76° en se solidifiant entre 70 et 72°, le point de fusion de l'autre est situé entre 59 et 60°; c'était de l'acide margarique.

Le premier constitue des aiguilles faciles à pulvériser ; c'est l'acide *béhénique* $C^{42}H^{42}O^4$.

Le *béhénate de soude*, $C^{42}H^{41}O^3,NaO$, obtenu par la combinaison directe de l'acide avec la soude, cristallise difficilement en grains.

Le *béhénate de baryte*, $C^{42}H^{41}O^3,BaO$, ne diffère pas du stéarate de baryte par les caractéres extérieurs, il s'obtient par double décomposition.

L'acide béhénique s'éthérifie facilement quand on fait passer de l'acide hydrochlorique dans la dissolution de cet acide dans l'alcool absolu. L'éther se dépose en cristaux avant même que l'opération soit terminée; son point de fusion est de 48 à 49°. Traité à chaud par la potasse, il se décompose en acide et alcool.

L'acide fusible entre 59 et 60° avait toutes les propriétés de l'acide margarique.

La partie liquide de cette huile consiste en oléine.

L'huile de ben est donc un mélange d'oléine, de margarine, d'une graisse qui donne par la saponification un acide voisin de l'acide stéarique et enfin de petites quantités d'une espèce de cire.

365. — Examen d'une matière grasse et d'une mèche trouvées dans une lampe antique; par M. Braconnot (*Annales de Chimie et de Physique*, t. XXI, p. 484, 3e série).

Cette lampe remonte au IVe siècle; elle était en bronze.

La matière grasse qu'elle renfermait était d'un blanc jaunâtre tirant un peu sur le vert; elle était sèche et friable.

L'analyse chimique constata que ce corps n'était originairement que de la cire jaune; en effet, M. Braconnot y a retrouvé de la cérine et de la myricine; il y a également rencontré un acide gras particulier, soluble dans l'alcool, blanc, dur, cassant et fusible environ à 51°. Il forme avec l'ammoniaque et la potasse des combinaisons cristallisables et il cristallise lui-même en petits grains blancs. M. Braconnot lui a donné le nom d'acide *cérantique*.

La mèche de cette lampe était un tissu de lin.

366. — Cire végétale de la Chine; par M. Ure (*Archiv der Pharmacie*, t. CII, p. 74).

Cette substance est blanche et possède l'éclat et la texture du blanc de baleine, mais elle est plus dure que celui-ci. Sa densité est de 0,965. Elle fond à 68° quand elle est pure. Elle est insoluble dans l'alcool à 0,805 de densité et ne se saponifie pas par les alcalis. Ces deux caractères la rapprochent de la cire et la différencient de l'acide stéarique.

367. — Sur le baume de Tolu et quelques-uns de ses dérivés; par M. E. Kopp (*Annales de Chimie et de Physique*, 3e série, t. XX, p. 379, et *Journal de Pharmacie et de Chimie*, t. XI, p. 425, 3e série).

D'après les recherches de M. E. Kopp, le baume de Tolu se compose d'une petite quantité de *tolène*, d'*acide cinnamique*, et de *deux résines*, l'une très-soluble dans l'alcool et l'autre peu soluble dans ce véhicule.

Le *tolène* $C^{10}H^{8}$ fut préparé d'après le procédé de M. Deville. Il est incolore, très-fluide, d'une saveur piquante, légèrement poivrée. A 10° sa densité est de 0,858; il bout entre 154 et 160°. Il se résinifie peu à peu à l'air en se colorant légèrement.

Acide cinnamique. — M. Frémy avait déjà observé la présence de cet acide dans le baume de Tolu; M. Kopp confirme cette observation et il ajoute d'intéressants détails. Ainsi il a constaté que si dans la préparation de cet acide on se sert de lessives alcalines trop con-

centrées, les résines du baume de Tolu se transforment de manière à produire de l'acide benzoïque.

Exposé à un courant de chlore, en présence de la soude caustique, l'acide cinnamique se transforme en acide chlorocinnamique, $C^{18}H^{14}Cl^{2}O^{4}$. Si la température s'élève par une réaction très-vive, il se dégage l'huile chlorée signalée par M. Stenhouse et il se forme de l'acide chlorobenzoïque $C^{14}(H^{10}Cl^{2})O^{4}$.

Ces deux acides se ressemblent beaucoup, mais le dernier est plus soluble dans l'eau et dans l'alcool, et ses sels cristallisent plus facilement.

Par l'acide nitrique concentré, l'acide cinnamique se transforme d'abord en acide nitrocinnamique, puis en acide benzoïque, finalement en acide nitrobenzoïque.

L'*éther nitrobenzoïque*, $C^{14}H^{4}(AzO^{4})O^{3}+C^{4}H^{5}O$, est solide, incolore, brillant, d'une odeur aromatique, d'une saveur un peu amère. Il cristallise en lames rhomboïdales. Son point de fusion est à 47° et son point d'ébullition à 296°.

L'acide nitrocinnamique, dissous dans une solution alcoolique de sulfure ammonique, est réduit à l'aide d'une légère élévation de température. Il y a dépôt de soufre et formation d'une résine jaune et d'un alcaloïde cristallisable en verrues, insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et l'éther et formant des sels qui cristallisent mal.

Résine α, $C^{36}H^{38}O^{8}$.—Elle est brune, cassante à froid, translucide, brillante; sa poudre s'agglomère déjà à 15° et fond parfaitement à 60°. L'acide sulfurique concentré la colore en pourpre. Dissoute dans la potasse caustique et à l'air, elle se transforme en résine β. Elle est très-soluble dans l'alcool et dans l'éther.

Par la distillation sèche elle fournit du benzoène et de l'acide benzoïque.

La résine β, $C^{18}H^{20}O^{5}$, est jaune brunâtre, terne, sans odeur ni saveur, fusible au-dessus de 100° et peu soluble dans l'alcool et l'éther. Elle est moins altérable que la résine précédente.

Le mélange des deux résines donne avec l'acide nitrique, pour produits gazeux, de l'acide carbonique, des vapeurs nitreuses et du bioxyde d'azote; pour produits volatils de l'hydrure de benzoyle, de l'acide cyanhydrique et un peu d'acide benzoïque; pour résidu de l'acide benzoïque souillé par une matière jaune qui l'empêche de cristalliser et l'accompagne jusque dans sa combinaison avec

l'éther, elle favorise la formation des sels basiques; la chaleur la détruit.

368. — Sur le styrax liquide; par M. E. Kopp (*L'Institut,* n° 715, p. 301).

Le styrax fournit tous les composés dérivés qu'on peut retirer du benjoin et des baumes de Tolu et du Pérou; il contient en outre des principes qui le rapprochent des térébenthines. A l'état naturel, il renferme de l'acide cinnamique libre, du cinnamène, une résine cristallisable, de la styracine et des résines molles, incristallisables.

Par la distillation sèche, les résines, débarrassées d'acide cinnamique, fournissent de la benzine, du benzoène, du phénol, de la métanaphtalène et une série d'hydrogènes carbonés ayant des points d'ébullition différents, depuis 120° jusqu'à 150°. L'un de ces derniers forme un composé cristallisable avec le brome, un autre se distingue par la propriété de se colorer en rouge pourpre sous l'influence d'un peu d'acide nitrique.

En traitant ces résines par l'acide nitrique, M. Kopp a obtenu de l'essence d'amandes amères, de l'acide cyanhydrique, de l'acide benzoïque, de l'acide nitropicrique et des matières résineuses jaunes, acides et neutres. L'acide benzoïque se trouve entièrement uni à une matière colorante jaune qui lui enlève la propriété de cristalliser, et dont on le débarrasse par la distillation sèche. C'est identiquement la même réaction que celle que présentent les résines du benjoin.

369. — Sur la composition de l'essence de thym; par M. Doveri (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences,* t. XXIV, p. 390).

L'essence de thym est composée de deux huiles différentes dont l'une bout à 180°, l'autre à 235°. M. Doveri représente la composition de la première par la formule $C^{34}H^{26}O$: celle de la seconde par $C^{40}H^{30}O^{7}$ (4 vol.); la densité de sa vapeur est de 5,511.

L'acide phosphorique anhydre enlève facilement à cette dernière 2 équivalents d'eau; les deux autres équivalents ne se séparent que difficilement. Après des distillations réitérées sur l'acide phosphorique anhydre, elle se transforme en un hydrogène carboné dont la composition peut être représentée par la formule

$$C^{40}H^{26}.$$

370. — Action de l'iode sur les essences d'anis et de fenouil; par M. Will (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXV, p. 230).

En versant goutte à goutte de l'essence d'anis ou de fenouil, dans une dissolution d'iodure de potassium, saturée à froid et chargée d'iode, il se forme, quand on agite fortement, un magma gélatineux qui laisse déposer un corps pulvérulent si l'on ajoute 6 ou 8 fois son volume d'alcool. $6^{gr},10$ d'essence de fenouil ont fourni $3^{gr},344$ de produit solide.

Le corps qui se forme ainsi constitue une poudre amorphe, blanche, très-électrique; il fond au-dessus de 100° et se prend en masse par le refroidissement; à une température élevée il se volatilise en répandant une odeur d'anis.

Insoluble dans l'eau et dans l'alcool, même absolu, il se dissout assez abondamment dans l'éther; l'alcool le précipite de nouveau de sa dissolution; la potasse, l'ammoniaque, les acides sulfurique et chlorhydrique étendus sont sans action sur lui, même à chaud, et l'acide nitrique concentré ne le décompose qu'à l'aide d'une ébullition prolongée.

Le gaz chlorhydrique n'a pas d'action sur ce corps, mais le chlore le colore en violet et s'y unit en développant d'abondantes vapeurs d'acide chlorhydrique.

Ce corps est exempt d'iode, sa composition oscille entre les deux formules

$$C^{30}H^{18}O^4 \text{ et } C^{30}H^{19}O^4.$$

M. Will accorde la préférence à la première; elle correspond à la formule du stéaroptène triplée, plus 1 équivalent d'oxygène

$$3(C^{10}H^6O) + O = C^{30}H^{18}O^4.$$

La formule du composé chloré s'accorde avec cette supposition; elle est

$$\left.\begin{matrix} C^{30}H^{15} \\ Cl^3 \end{matrix}\right\} O^4$$

Les analyses ont été faites par M. Rhodius.

371. — Sur la présence de l'hespéridine dans l'essence de bergamote; par M. Riecker (*Archiv der Pharmacie*, t. CII, p. 190).

M. Riecker a trouvé de l'hespéridine dans un dépôt jaunâtre qui s'était formé dans l'essence de bergamote.

372. — Densité du camphre; par M. Christison (*Archiv der Pharmacie*, t. XCVIII, p. 327).

D'après Brisson, la densité du camphre ordinaire est de 0,9887, par conséquent moindre que celle de l'eau; M. Christison possède un échantillon de camphre de Bornéo qui est plus dense que l'eau.

Cette propriété peut donc servir à différencier les deux espèces de camphre; toutefois il faut avoir égard à la température, car cette variété de camphre ne tombe au fond de l'eau que vers 0°.

373. — Sur la santonine et les lois de la résinification; par M. Heldt (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXIII, p. 10).

La santonine se trouve toute formée dans les semences et les sommités de l'*artemisia santonica*, elle cristallise de sa dissolution éthérée en tables qui appartiennent au prisme rhomboïdal droit; sa dissolution alcoolique chaude la dépose en lamelles nacrées; elle fond à 163° et répand une odeur aromatique; par le refroidissement elle se concrète en une masse rayonnée semblable au chlorate de potasse.

Si on maintient la masse en fusion il se sublime une partie de la santonine, mais elle se décompose pour peu que la température dépasse 163°; il distille une matière huileuse jaune, soluble dans l'alcool et l'éther et qui se colore en rouge pourpre avec la potasse. L'acide acétique précipite cette substance résineuse et fournit par là un moyen pour en débarrasser la santonine.

Une série d'analyses faites avec de la santonine ayant subi divers traitements, a conduit à la formule C^5H^3O.

La santonine se combine avec la potasse et s'en sépare de nouveau en présence des acides minéraux; l'acide acétique la déplace également, mais son action ne devient manifeste qu'au bout de plusieurs jours; la santonine se dépose alors en aiguilles et n'acquiert la propriété de cristalliser dans sa forme habituelle, qu'au contact des vapeurs d'éther ou d'alcool.

Les combinaisons de la santonine avec les bases sont très-peu stables et se décomposent déjà par l'ébullition; celles qui sont solubles se préparent en faisant digérer les oxydes ou les carbonates avec une dissolution alcoolique de santonine, les autres s'obtiennent par double décomposition. Dans le premier cas la liqueur devient d'un beau rouge qui disparaît au bout de quelque temps; cette couleur se pro-

duit également quand on chauffe la santonine avec une base puissante, mais elle disparaît au bout de quelque temps en présence de l'eau.

Les combinaisons de la santonine avec les alcalis et les terres alcalines sont solubles dans l'eau et dans l'alcool; l'acide carbonique de l'air est sans action sur elles.

Santonate de soude $C^{30}H^{18}O^{6},NaO,HO + 7aq$. —On évapore à 30° jusqu'à siccité le liquide rouge provenant du traitement de la santonine en dissolution alcoolique par le carbonate de soude; on épuise le résidu par l'alcool absolu, et on fait évaporer de nouveau.

L'acide carbonique ne se dégage pas durant la réaction, mais il s'unit avec le carbonate en excès.

Ce santonate cristallise en aiguilles enchevêtrées, d'une réaction fortement alcaline; leur dissolution aqueuse les abandonne, à la longue, sous forme de prismes droits rhomboïdaux.

A 100° ils perdent 7 équivalents d'eau; à une température plus élevée ils abandonnent également le huitième équivalent et se transforment en une masse rouge, vitreuse, très-déliquescente, qui se décolore en fixant de l'eau.

Soumis à la distillation sèche, ce sel donne naissance à une matière huileuse qui paraît identique avec celle produite pendant la distillation de la santonine pure.

Le *santonate de potasse* ne cristallise pas et se prépare comme le précédent; celui d'ammoniaque ne paraît pas exister.

Santonate de chaux $C^{30}H^{18}O^{6},CaO,HO$ (à 100°). — Il s'obtient comme les précédents; on le purifie en épuisant le résidu sec par l'eau à 30°, et abandonnant la liqueur à l'évaporation, à une température de 30°.

Il constitue une masse soyeuse, à saveur et à réaction alcalines; il est soluble dans l'alcool; sous l'influence d'une température élevée, il se comporte comme le santonate de soude.

Santonate de baryte $C^{30}H^{18}O^{6},BaO,2HO$ (à 100°)[18]. —L'histoire de cette combinaison est la même que celle de la précédente.

Santonate de plomb $C^{30}H^{18}O^{6},PbO + aq$. —On le prépare en précipitant une dissolution d'acétate de plomb avec de la santonine.

Le santonate de potasse précipite les dissolutions concentrées des sels métalliques; à l'ébullition, les précipités se décomposent dans leurs éléments.

Sous l'influence d'un courant de chlore, la santonine en fusion ou

en dissolution alcoolique donne naissance à une matière résineuse. Si l'on dissout la santonine dans de l'acide chlorhydrique, contenant un peu d'alcool, et qu'on ajoute quelques cristaux de chlorate de potasse, il se forme, à la faveur d'une légère élévation de température longtemps maintenue, une masse blanche amorphe qui se sépare de sa dissolution dans l'alcool absolu, en prismes blancs, brillants, enchevêtrés; si on concentre à chaud il se forme à leur place une résine jaune.

Ces cristaux sont solubles dans l'alcool et l'éther bouillants; l'eau les précipite de la dissolution; ils fondent à une température élevée et produisent un liquide jaune; l'ammoniaque ne les altère pas; la potasse alcoolique les colore en rouge et les transforme, à la longue, en une combinaison potassique qui se dépose en gouttes huileuses.

Les rayons solaires les colorent en rouge par suite de la formation d'une résine à leur surface. L'oxygène ne paraît être pour rien dans ce changement, car il a lieu tout aussi bien dans une atmosphère d'hydrogène.

La composition de ces cristaux s'accorde avec la formule : $C^{30}H^{16}O^{6}+Cl^{2}$; le brome et l'iode ne produisent pas de résultats bien définis; le premier cependant donne naissance à une combinaison cristallisée quand on verse goutte à goutte du brome dans une dissolution alcoolique faible de santonine. Les cristaux, qui sont groupés en wavellites, sont bleus et inodores, solubles dans l'alcool et l'éther; ils se décomposent même dans l'obscurité pour peu qu'ils renferment de l'alcool.

Le soufre est sans action sur la santonine; le phosphore s'enflamme sur la santonine en fusion et la transforme en une résine brune.

La santonine ne s'éthérifie pas; en faisant passer un courant de gaz chlorhydrique dans une dissolution alcoolique de ce corps, il se produit une matière résineuse qui se forme également quand on fait digérer la santonine pendant quelque temps avec l'acide chlorhydrique.

Les acides acétique, sulfurique étendu et nitrique, dissolvent la santonine sans l'altérer; l'acide sulfurique concentré ne la modifie que partiellement.

L'acide nitrique concentré n'agit sur elle qu'à la suite d'un contact prolongé; à côté des matières résineuses il se produit un acide cristallisable en aiguilles qui possède les caractères de l'acide succinique;

le produit qui passe à la distillation contient de l'acide cyanhydrique.

L'acide chromique sec s'enflamme avec la santonine ; le mélange de bichromate de potasse et d'acide sulfurique n'a d'action qu'en dissolution concentrée, il se dégage beaucoup d'acide carbonique, mais il ne se produit rien de défini.

Avec l'acide phosphorique fondu, la santonine produit une résine jaune, soluble dans l'alcool.

Le peroxyde de plomb sec attaque la santonine fondue avec production de chaleur et de lumière : il se dégage une vapeur caustique qui se condense en cristaux microscopiques groupés en réseaux ; ces cristaux ne sont autre chose que de la santonine pure ; il se produit en même temps une matière résineuse.

L'hypermanganate de potasse est sans action sur la santonine.

De l'ensemble de toutes ces propriétés, M. Heldt conclut que la santonine doit être rangée parmi les résines cristallisées, au nombre desquelles l'auteur compte l'olivile, l'asarone, l'hélénine, la cubébine, et beaucoup d'autres substances amères.

Cet exposé est suivi de considérations très-étendues sur les résines, et leur génération.

374. — Sur la cannabine ; par MM. T. et H. Smith (*Repertorium für die Pharmacie*, t. XLV, p. 72).

C'est le nom que MM. Smith donnent à une substance résineuse qu'ils extraient du chanvre de la manière suivante : on fait digérer la plante avec de l'eau tiède fréquemment renouvelée jusqu'à ce que celle-ci soit incolore, puis on la fait macérer à chaud pendant trois jours dans une solution de carbonate de soude, pour éliminer les différentes matières colorantes ; enfin on épuise par l'alcool. La chlorophylle est précipitée en ajoutant de la chaux ; on décolore par le charbon animal, et on obtient après l'évaporation de l'alcool, une résine brune très-vénéneuse qui est la cannabine.

375. — Action des térébenthines sur la lumière polarisée ; par M. Pereira (*Archiv der Pharmacie*, t. XLVIII, p. 328).

Relativement à leur action sur la lumière polarisée, M. Pereira croit pouvoir diviser les variétés de térébenthine en deux classes : en térébenthines *lævogyres* et en térébenthines *dextrogyres*. Dans la première classe se rangent la térébenthine de Bordeaux et son huile

essentielle, la térébenthine de Strasbourg et son essence, la térébenthine de Venise, l'huile et la résine du baume de Canada.

La deuxième classe comprend l'essence de térébenthine du commerce anglais et le baume de l'*abies balsamea*.

376. — Action de la potasse sur le succin; par M. Reich (*Archiv der Pharmacie*, t. CI, p. 26).

Lorsqu'on distille du succin en poudre avec une lessive concentrée de potasse, il se condense, dans le récipient, un liquide aqueux, et en outre, une matière blanche qui possède toutes les propriétés du camphre ordinaire.

Cette observation nous rappelle les expériences de M. Dœpping (*Annuaire de Chimie*, 1845, p. 374), qui paraît avoir obtenu du camphre en traitant le succin par l'acide nitrique.

377. — Action de l'acide nitrique fumant sur le gaz de l'éclairage; par M. Reinsch (*Archiv der Pharmacie*, t. CI, p. 301).

Quand on fait passer du gaz de l'éclairage provenant de la houille, dans de l'acide nitrique fumant, et qu'on l'enflamme ensuite, il brûle avec une flamme verte et dépose des gouttes huileuses jaunes, d'une odeur aromatique. Quand on traite par l'eau ces gouttes huileuses, leur odeur devient semblable à celle de l'eau de laurier-cerise. M. Reinsch n'a pu y constater la présence de l'acide hydrocyanique.

378. — Sur les combinaisons des bases organiques avec les acides sulfocyanhydrique et ferricyanhydrique; par M. Dollfus (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXV, p. 214). — **Sur le biferrocyanhydrate de quinine;** par M. Bertazzi (*Annuario italiano di Fisica e di Chimica*, 1846, p. 146).

MM. Artus, Henry et Lepage ont signalé certains précipités que le sulfocyanure de potassium forme avec beaucoup de bases organiques. M. Dollfus en a examiné quelques-uns et en même temps il a cherché à vérifier les équivalents de plusieurs bases organiques, en se fondant sur ce fait qu'un équivalent du sulfocyanure de la base renferme toujours 2 équivalents de carbone de plus que la base isolée.

L'acide sulfocyanhydrique fut dosé par le procédé mis en usage par M. Will dans son travail sur la sulfosinapisine. Il consiste à dis-

soudre une quantité donnée du sulfocyanhydrate organique dans de l'eau aiguisée d'acide nitrique et de précipiter la dissolution par le nitrate d'argent. Le précipité floconneux de sulfocyanure d'argent étant complétement insoluble dans l'eau ainsi acidifiée, on le recueille sur un filtre, puis on le pèse après l'avoir lavé et séché.

Les sulfocyanhydrates organiques furent préparés en général en saturant une dissolution alcoolique de la base organique par une dissolution assez concentrée d'acide sulfocyanhydrique. Si la combinaison est peu soluble, elle cristallise presque aussitôt ; sinon on la place dans le vide sur l'acide sulfurique où elle cristallise au bout de quelque temps.

Les combinaisons peu solubles s'obtiennent encore quand on mélange une dissolution aqueuse ou alcoolique de sulfocyanure de potassium avec la dissolution aqueuse ou alcoolique, d'un sulfate, nitrate, etc., de base organique. Ce procédé ne peut être appliqué au sulfocyanhydrate de codéine qui forme, à ce qu'il paraît, une combinaison double avec le sulfocyanure de potassium.

M. Dollfus n'a pu réussir à préparer un sel de quinine bien homogène, il se forme constamment deux combinaisons qui cristallisent ensemble.

Le *sulfocyanhydrate de morphine* $C^2AzS^2H + C^{34}AzH^{18}O^6 + HO$ forme des aiguilles limpides, fusibles à 100°.

Sulfocyanhydrate de codéine $C^2AzS^2H + C^{34}AzH^{19}O^5 + HO$. — Ce sel se présente en aiguilles limpides, fusibles à 100°.

Le *sulfocyanhydrate de brucine* $C^2AzS^2H + C^{46}H^{26}Az^2O^8$ est assez soluble dans l'eau et cristallise en lames limpides, anhydres et infusibles à 100°. La formule $C^{46}Az^2H^{26}O^8$ s'accorde avec presque toutes les analyses de la brucine.

Le *sulfocyanhydrate de strychnine* $C^2AzS^2H + C^{44}Az^2H^{24}O^4$ constitue des aiguilles limpides assez solubles dans l'eau. La formule trouvée par M. Dollfus est identique avec celle de M. Gerhardt.

Sulfocyanhydrate de cinchonine $C^2AzS^2H + C^{38}Az^2H^{22}O^2$. — Aiguilles brillantes et limpides. La formule $C^{38}Az^2H^{22}O^2$ a déjà été proposée par M. Laurent. Elle est encore confirmée par la composition du ferrocyanure et du ferricyanure de cinchonine.

Les acides ferrocyanhydrique et ferricyanhydrique se combinent avec presque toutes les bases organiques. Quand on verse une dissolution alcoolique du premier dans la dissolution alcoolique de la base organique, on observe les réactions suivantes :

La quinine et la cinchonine produisent des précipités oranges, cristallins, peu solubles dans l'alcool.

La codéine fournit un précipité blanc, soluble dans un excès de l'agent précipitant ; au bout de quelque temps la combinaison se sépare en aiguilles. La vératrine, la morphine et la brucine se comportent de la même manière, mais leurs combinaisons sont moins stables et ne se prêtent pas à une nouvelle cristallisation.

Les dissolutions aqueuses de ces combinaisons possèdent tous les caractères propres à l'acide ferrocyanhydrique.

Les ferricyanhydrates de ces bases se produisent quand on mélange une dissolution aqueuse de ferricyanure de potassium avec une dissolution aqueuse du chlorhydrate de la base organique.

Avec le chlorhydrate de quinine il se forme un précipité jaune clair qui brunit et devient cristallin quand on agite. La brucine, la morphine et la codéine ne forment de précipité qu'au bout de quelque temps ; ces combinaisons paraissent moins stables que les ferricyanhydrates correspondants. Leurs dissolutions aqueuses bleuissent par l'évaporation, même dans le vide ou sur l'acide sulfurique.

Le *ferrocyanhydrate de cinchonine* a pour formule : $C^{19}H^{11}AzO + C^{6}Az^{3}Fe,H^{2} + 2aq$ ou $C^{38}Az^{2}H^{22}O^{2} + 2(C^{6}Az^{3}Fe,H^{2}) + 4aq$.

Le *ferrocyanhydrate de quinine* $C^{20}AzH^{12}O^{2} + C^{6}Az^{3}Fe,H^{2} + 3aq$.

Le *ferricyanhydrate de cinchonine* $C^{38}Az^{2}H^{22}O^{2} + C^{12}Az^{6}Fe^{2},H^{3} + 4aq$. forme des aiguilles jaunes, dures ; les dissolutions possèdent les réactions caractéristiques des ferricyanures.

Ferricyanhydrate de quinine $2(C^{20}AzH^{12}O^{2}) + C^{12}Az^{6}Fe^{2},H^{3} + 3aq$. En versant une dissolution concentrée, et froide de chlorhydrate de quinine légèrement acide, dans une dissolution concentrée de ferricyanure de potassium, il se forme un précipité jaune d'or, consistant en lamelles cristallines ; après la dessiccation, il ressemble à l'or massif. Il est très-soluble dans l'eau, mais la dissolution se décompose par l'évaporation. A 100° ce sel ne change pas de poids.

M. Bertazzi annonce avoir obtenu le biferrocyanhydrate de quinine, formé selon lui de 2 équivalents de ferrocyanure, de 2 équivalents de cyanhydrate de quinine et de 2 équivalents d'eau. Il le prépare en versant, peu à peu, une dissolution de 1 $\frac{1}{2}$ partie de ferrocyanure de potassium dans 3 parties d'eau distillée dans une dissolution faite avec 1 partie de sulfate de quinine et de 8 parties d'eau. Par le repos, il se dépose des cristaux octaédriques rouges.

379. — Sur la carbothialdine; par MM. Redtenbacher et Liebig (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXV, p. 43).

En versant du sulfure de carbone dans une dissolution alcoolique d'aldéhydate d'ammoniaque, la liqueur perd sa réaction alcaline, s'échauffe légèrement et laisse déposer, en peu de minutes, des cristaux brillants de carbothialdine $C^5AzH^5S^2$ dont la formation s'explique aisément quand on ajoute à l'aldéhydate d'ammoniaque 1 équivalent de sulfure de carbone, et qu'on en retranche 2 équivalents d'eau.

$$C^4H^4O^2,AzH^3 + CS^2 = C^5H^5AzS^2 + 2HO.$$

La carbothialdine est à peu près insoluble dans l'eau et l'éther froid; elle se dissout facilement dans l'alcool et y cristallise. Elle constitue une base très-faible. L'acide chlorhydrique la dissout rapidement; cette dissolution est incolore; l'ammoniaque et les alcalis y forment immédiatement un précipité cristallin de carbothialdine. Si on abandonne la dissolution à elle-même à la température ordinaire, elle dépose, au bout d'un certain temps, une masse pâteuse qui se transforme en sel ammoniac, sulfure de carbone et aldéhyde quand on la fait bouillir avec l'acide chlorhydrique.

En ajoutant de l'acide oxalique puis de l'éther à une dissolution alcoolique de carbothialdine, il se sépare aussitôt des cristaux d'oxalate d'ammoniaque.

La dissolution alcoolique de carbothialdine forme avec les dissolutions alcooliques d'argent un précipité vert noirâtre qui ne tarde pas à se transformer en sulfure d'argent. Le bichlorure de mercure donne un précipité en flocons blancs et épais. Les sels de cuivre forment un précipité vert.

380. — Sur la nicotine et sur son dosage dans les tabacs en feuilles ou manufacturés; par M. Schloesing (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIII, p. 1140). — **Sur la formule de la nicotine;** par M. Barral (*ibid.*, t. XXIV, p. 818).

M. Schloesing a déterminé la nicotine de différentes espèces de tabac, et il est arrivé aux résultats suivants :

Alsace...	3,21 p. 100 de tabac sec.	Lot...........	7,96 p. 100 de tabac sec.
Virginie..	6,87	Lot-et-Garonne	7,34
Kentucky.	6,09	Nord.........	6,58
Maryland.	2,29	Ille-et-Vilaine.	6,29
Havane...	moins de 2 p. 100.	Pas-de-Calais..	4,94

Les tabacs les plus propres à la fabrication de la poudre étant ceux de la seconde colonne, il en résulte que cette qualité revient aux tabacs qui contiennent le plus de nicotine.

L'ammoniaque de la poudre s'y trouve à l'état de sel; la nicotine en partie libre ou en partie à l'état de sel neutre ou basique. C'est à ces deux sels que le tabac doit la propriété de surexciter la membrane muqueuse du nez.

M. Schloesing prépare la nicotine par le procédé suivant : « On traite le tabac par l'eau, on concentre la dissolution; l'extrait est repris par l'alcool, que l'on concentre à son tour après décantation. Le nouvel extrait est traité par de la potasse puis agité avec de l'éther; ce liquide dissout la nicotine ainsi que les matières étrangères dont on se débarrasse en précipitant l'alcali à l'état d'oxalate. On lave ce dernier en l'agitant avec de l'éther, on le traite par la potasse, on le reprend par de l'éther qu'on distille ensuite. Le résidu de la distillation est limpide, coloré et contient outre la nicotine, de l'eau, de l'éther et de l'ammoniaque; une chaleur de 140°, maintenue pendant un jour et aidée d'un courant d'hydrogène sec, suffit pour chasser ces trois corps, en sorte que la nicotine passe pure et incolore quand on élève la température jusqu'à 180°. »

L'auteur confirme la formule $C^{10}H^{7}Az$ déjà donnée par M. Melsens, mais il a des raisons pour croire que l'équivalent doit être doublé. Cette opinion est justifiée par la densité de vapeur de la nicotine. M. Barral l'a déterminée : il a trouvé 5,607, ce qui correspond à deux volumes de vapeur et exige que la formule soit doublée pour que cette densité corresponde à quatre volumes.

381. — Sur la cumidine, par M. E. Nicholson (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXV, p. 58).

La préparation de la cumidine ressemble en tout point à celle de l'aniline au moyen du benzène. On dissout le cumène dans l'acide nitrique fumant et on précipite par l'eau le nitrocumène qui s'est formé. Dissolvant ensuite ce corps dans l'alcool, on le sature par l'ammoniaque, puis on y fait arriver de l'hyrogène sulfuré. Au bout de quelques jours, il s'est déposé du soufre, et l'odeur d'hydrogène sulfuré a disparu; on réitère ensuite l'opération précédente, et le liquide saturé est soumis à la distillation qui favorise la décomposition de l'hydrogène sulfuré. On continue ce traitement jusqu'à ce que tout le nitrocumène soit décomposé; on éloigne ensuite l'alcool

et le sulfure ammonique, on dissout le résidu dans l'acide hydrochlorique et on évapore jusqu'à cristallisation.

Les cristaux constituent le chlorhydrate de cumidine dont on sépare la base par la potasse. La cumidine se réunit à la surface en couche huileuse que l'on neutralise avec de l'acide oxalique ; on dissout ensuite dans l'alcool bouillant cet oxalate évaporé à siccité ; enfin on décolore par le charbon animal. L'oxalate qui cristallise par le refroidissement, fournit par la potasse de la cumidine pure.

La composition de cet alcaloïde se traduit par la formule $C^{18}H^{13}Az$. Il est liquide, mais il cristallise en tables carrées quand on le plonge dans un mélange réfrigérant. Il réfracte fortement la lumière.

L'alcool, l'éther, l'esprit de bois, les huiles grasses le dissolvent abondamment. Il est également un peu soluble dans l'eau. Il est sans action sur les couleurs végétales, s'évapore lentement à la température ordinaire et tache momentanément le papier. Sa densité est de 0,9526. Son point d'ébullition se fixe à 225°, à la pression barométrique de 761,1.

Incolore quand elle est fraîchement préparée, la cumidine se colore rapidement à l'air en jaune d'abord, puis en rouge foncé; la chaleur favorise ce changement de couleur. La vapeur de la cumidine est inflammable et brûle avec une flamme fuligineuse.

Ainsi que l'aniline et la toluidine, la cumidine colore rapidement les copeaux de sapin. Sa dissolution aqueuse précipite les sels de peroxyde de fer, mais elle est sans action sur les sels de zinc et et sur ceux d'alumine.

A l'exception de quelques combinaisons doubles, les sels de cumidine sont incolores, quelques-uns rougissent légèrement en absorbant l'humidité de l'air. Ils cristallisent facilement, sont solubles dans l'eau, encore plus dans l'alcool et possèdent une réaction acide.

Le *sulfate de cumidine* $SO^3,C^{18}H^{13}Az,HO$, se prépare quand on dissout la base dans l'acide sulfurique étendu et bouillant. Il cristallise par le refroidissement et se purifie aisément au moyen du charbon animal. Il est plus soluble dans l'alcool que dans l'eau ; sa saveur est très-amère. A 100°, il rougit et développe l'odeur particulière à la cumidine, sans d'ailleurs subir d'altération.

Le *nitrate de cumidine* $AzO^5,C^{18}H^{13}Az,HO$ cristallise en aiguilles et se prépare directement en dissolvant la cumidine dans l'acide nitrique faible. Il est soluble dans l'eau et dans l'alcool; il est inaltérable à 100°.

Le *chlorhydrate de cumidine* $ClH,C^{18}H^{13}Az$ s'obtient comme les sels précédents. Il cristallise en prismes volumineux et incolores qui rougissent dans l'air humide. A une température supérieure à 100°, il fond et se sublime.

Quand on verse un excès de chloride de platine dans une dissolution aqueuse et chaude de ce sel, il se dépose, par le refroidissement, de longues aiguilles jaunes qu'on lave avec de l'eau froide. L'eau bouillante les décompose. Quelques gouttes d'alcool suffisent pour dissoudre une grande quantité de ce sel ; il se sépare du reste, au bout de quelque temps, en gouttes huileuses rouge foncé qui cristallisent dès que l'alcool a été évaporé. A 100°, la combinaison devient plus foncée, mais elle ne se décompose qu'à une température plus élevée en chlorhydrate de cumidine et en platine métallique.

Ce sel double a pour formule :

$$ClH,C^{18}H^{13}Az,Cl^2Pt.$$

Les autres combinaisons n'ont pas été examinées. M. Nicholson se borne à faire observer que le bromhydrate, l'iodhydrate, le fluorhydrate, le phosphate, l'oxalate, l'acétate et le tartrate de cumidine cristallisent facilement. L'iodhydrate paraît être le plus soluble. L'acide oxalique forme un sel neutre et un sel acide qui se séparent difficilement.

Il existe également un chlorure double de cumidine et de palladium qui se confond par ses propriétés extérieures avec celui de platine.

Le chloride d'or forme avec les dissolutions alcooliques de cumidine, un précipité violet soluble dans l'alcool avec une couleur violette.

Le chloride et le cyanide de mercure précipitent en blanc les dissolutions alcoolique de cumidine ; les précipités se décomposent dans l'eau bouillante.

Le nitrate d'argent forme une combinaison cristallisable, le sulfate de cuivre donne un précipité vert.

Le potassium forme avec la vapeur de cumidine, du cyanure de potassium. L'acide nitrique concentré dissout cette base avec une coloration rouge, l'eau en précipite une matière floconneuse acide. L'acide chromique sec décompose la cumidine avec dégagement de chaleur.

Le brome la transforme, avec dégagement de chaleur et d'acide bromhydrique, en une masse solide insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool d'où elle se sépare en aiguilles.

Un mélange de chlorate de potasse et d'acide chlorhydrique attaque fortement la cumidine et la transforme en une masse élastique, qui possède à un haut degré l'odeur de l'acide chlorophénisique. L'alcool en dissout une partie et abandonne une matière cristalline qui ressemble au chloranile.

La cumidine fournit également des combinaisons correspondantes aux amides et aux anilides. Placée dans une atmosphère de gaz chloroxycarbonique, elle se transforme en une substance cristallisable, en aiguilles, dans l'alcool.

Quand on dissout la cumidine dans le sulfure de carbone, il se dégage beaucoup d'hydrogène sulfuré; l'eau sépare de la liqueur une matière huileuse qui se solidifie rapidement et qui cristallise en aiguilles dans sa dissolution alcoolique. L'auteur pense que ces deux combinaisons sont le *carbocumilide* et le *sulfocarbocumilide* correspondants aux combinaisons aniliques décrites par M. Hofmann (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 419).

L'oxalate de cumidine fournit par la distillation sèche une masse cristalline, peu soluble dans l'alcool qui paraît être l'*oxicumilide*.

382. — Sur la théobromine; par M. Glasson (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXI, p. 335).

La théobromine a été découverte dans le cacao et analysée par M. Woskresensky; M. Glasson en a repris l'examen. Les résultats de son analyse s'accordent avec ceux de M. Woskresensky pour le carbone et l'hydrogène; mais ils en diffèrent pour l'azote. M. Glasson en a trouvé moins; il attribue donc à la théobromine la formule

$$C^{14}Az^{4}H^{8}O^{4};$$

si on la rapproche de celle de la caféine, $C^{16}Az^{4}H^{10}O^{4}$, on voit qu'elles ne diffèrent que par $C^{2}H^{2}$.

On l'obtient pure et exempte de substances minérales en décomposant l'hydrochlorate de théobromine par l'ammoniaque caustique.

Chlorhydrate de théobromine $C^{14}Az^{4}H^{8}O^{4},HCl$. — Ce sel, qui s'obtient aisément cristallisé quand on dissout la théobromine dans l'acide chlorhydrique, se décompose dans l'eau en un sel basique; à 100° il perd tout son acide chlorhydrique.

Nitrate de théobromine $C^{14}Az^4H^8O^4,AzO^5,HO$. — Quand on dissout la base organique dans de l'acide nitrique légèrement chaud, et que l'on fait refroidir lentement, il se dépose des prismes rhomboïdaux obliques de nitrate de théobromine rapidement décomposables par l'eau.

Ce nitrate s'unit facilement avec le nitrate d'argent, et quand on verse une dissolution de ce sel dans une dissolution très-étendue de nitrate de théobromine, il se dépose peu à peu des aiguilles brillantes.

Ce sel double est à peu près insoluble dans l'eau et il peut, par conséquent, servir de réactif pour la théobromine. Sa composition se formule par

$$C^{14}Az^4H^8O^4 + AzO^5,AgO.$$

Le chlorhydrate de théobromine donne avec le bichlorure de platine une combinaison $C^{14}Az^4H^8O^4,ClH + PtCl^2$ qui cristallise en beaux prismes obliques rhomboïdaux.

Avec le peroxyde de plomb et l'acide sulfurique, à chaud, la théobromine se décompose avec dégagement d'acide carbonique : il reste un liquide incolore, légèrement acide, qui dégage de l'ammoniaque avec la potasse, l'hydrogène sulfuré le colore en pourpre avec dépôt de soufre; la magnésie lui communique une couleur bleu indigo, qui disparaît avec un excès de magnésie. Quand on évapore au bain-marie la liqueur traitée par un excès de magnésie, elle dégage de l'ammoniaque, donne un résidu rose, qui cède à l'alcool une matière susceptible de cristalliser en prismes rhomboïdaux. Ces cristaux, dont l'étude reste à faire, ne s'unissent ni au bichlorure de platine, ni au nitrate d'argent.

M. Glasson fait encore observer que pour réussir dans cette réaction avec l'acide sulfurique et le peroxyde de plomb, il faut éviter un excès de ce dernier.

383. — Recherches sur la graine du peganum harmala; par M. Fritzsche (*Rapport annuel sur les progrès de la Chimie*, 1847, p. 201).

Dans un mémoire publié en 1844, M. Fritzsche signale deux bases organiques dont l'une, l'harmaline, a été extraite des graines du *peganum harmala*, et dont l'autre a été obtenue comme produit de décomposition de l'harmaline.

Tout récemment M. Fritzsche a publié de nouveaux détails sur ce

sujet; il a trouvé que la base obtenue aux dépens de l'harmaline existe réellement dans les graines de la plante.

L'auteur appelle *harmine*, cette base qui, dans son premier mémoire, fut constamment désignée sous le nom de *leuco-harmine*.

Ces deux bases se trouvent principalement dans la pellicule extérieure de la graine et dans celle qui se trouve immédiatement au-dessous; la partie intérieure de la graine n'en renferme que très-peu ou point. Pour les préparer on réduit les graines en poudre, on les épuise avec de l'eau aiguisée d'acide sulfurique ou d'acide acétique, qui forment avec les deux bases des sels très-solubles. En ajoutant de la potasse, on précipite ces bases, mêlées avec d'autres substances. M. Fritzsche les en sépare en mélangeant la dissolution avec du sel marin ou du nitrate de soude, dans lesquels les sels de ces bases sont presque insolubles. On sature l'acide libre aussi exactement que possible par le carbonate de soude, en évitant de précipiter les alcaloïdes, puis on ajoute peu à peu du chlorure de sodium pur. Quand la dissolution a acquis un certain degré de concentration, les sels des bases végétales se précipitent. Lorsqu'on emploie le nitrate de soude, elles se précipitent à l'état de nitrates. Mais ce sel convient moins bien pour cette opération, quand les bases ont été extraites au moyen de l'acide sulfurique, car dans ce cas la dissolution renferme de l'acide nitrique libre, qui altère facilement l'harmaline. Dans la liqueur filtrée, l'hydrate potassique précipite des phosphates terreux, qui contiennent à peine une trace d'alcali végétal.

Les sels qui ont été précipités, comme nous venons de le dire, constituent une masse cristalline brune; on la lave avec une dissolution de sel marin qui ne dissout rien, puis on la dissout dans l'eau froide, qui laisse un faible résidu d'une matière colorante brune. Pour priver la dissolution, qui est jaune foncé, de la matière colorante dissoute, on la traite par le charbon animal; mais on ne peut pas décolorer complétement, parce que la dissolution du chlorure d'harmaline pur, est jaune. Lorsque les bases ont été extraites au moyen de l'acide acétique, il ne faut pas chauffer la dissolution avec le charbon animal, parce que la chaleur décompose l'acétate d'harmine et que l'harmine se dépose.

Pour séparer les bases de cette dissolution, on la chauffe à 50 ou 60°, et l'on ajoute goutte à goutte de l'ammoniaque caustique, en agitant fortement, jusqu'à ce que le précipité commence à se former. On continue alors à agiter, sans rien ajouter; le pré-

cipité augmente rapidement, et consiste en harmine. Pour peu qu'on ait ajouté trop d'ammoniaque, le précipité renferme aussi de l'harmaline, ce dont on peut s'assurer aisément à l'aide d'un fort grossissement. L'harmine se précipite sous la forme de cristaux aciculaires, et l'harmaline en cristaux lamellaires. Lorsque la matière colorante n'a pas été entièrement enlevée, il est plus difficile de les distinguer. Si le précipité contient des cristaux d'harmaline, il faut le redissoudre dans quelques gouttes d'acide et recommencer la précipitation en prenant plus de précaution. On réussit ordinairement à les séparer de cette manière, de sorte qu'on n'a plus ensuite qu'à précipiter l'harmaline en ajoutant de l'ammoniaque en excès.

Lorsqu'on ne possède pas de microscope assez fort, on peut les séparer en redissolvant le mélange des deux bases dans de l'acide acétique ou chlorhydrique, auquel on a ajouté un peu d'alcool, et l'on y verse ensuite de l'ammoniaque en excès; l'harmine se dépose, au bout de peu de temps, en longues aiguilles prismatiques, et l'harmaline ne cristallise ensuite que peu à peu dans la forme qui lui est propre. Les graines de *peganum harmala* renferment à peu près 3,5 pour 100 de ces bases, dont 2,2 pour 100 sont de l'harmaline, et 1,3 pour 100 de l'harmine.

L'ammoniaque précipite l'harmaline à l'état de poudre cristalline brune, qu'il faut délayer dans l'eau en ajoutant peu à peu de l'acide acétique jusqu'à ce que la plus grande partie de l'harmaline soit dissoute; le résidu renferme la majeure partie de la matière colorante avec le reste de l'harmaline. On filtre la dissolution, on l'étend d'eau, et on ajoute du nitrate de soude. Le nitrate d'harmaline qui se précipite doit être lavé avec une dissolution faible de nitrate de soude, redissous dans l'eau pure, traité à chaud par le charbon animal, jusqu'à ce que la dissolution ait une couleur jaune de soufre, puis décomposé par un excès d'hydrate potassique. Si l'opération a été bien conduite, le précipité d'harmaline est incolore, mais il ne tarde pas à brunir pendant la filtration et les lavages avec de l'eau aérée. Si le précipité n'est pas incolore, il faut répéter l'opération. Quand, au lieu de potasse, on emploie de l'ammoniaque pour précipiter l'harmaline, cette dernière est bien incolore au premier instant, mais elle devient très-rapidement jaune brun dans le sein même de la liqueur, qui prend une teinte brunâtre. En versant un acide sur de l'harmaline préci-

pitée par l'ammoniaque et recueillie sur un filtre, cette base disparaît en laissant l'intérieur du filtre coloré en brun. Lorsqu'on précipite une dissolution étendue d'un sel d'harmaline par l'ammoniaque caustique, ajoutée par petites portions et en agitant, on obtient des paillettes ou des lames brunâtres nacrées, qui atteignent quelquefois une ligne de longueur.

Il faut toutes sortes de détours et de précautions pour obtenir l'harmaline en cristaux incolores. On lave l'harmaline incolore avec de l'eau bouillie refroidie, et dans un flacon fermé; puis on enlève l'eau par un peu d'alcool anhydre bouilli et froid, l'on introduit rapidement l'harmaline dans un matras avec une quantité convenable du même alcool, et on bouche le matras hermétiquement avec un bouchon qui donne passage à un tube recourbé, dont la branche extérieure, plongeant dans le mercure, est un peu plus longue que la colonne barométrique. On place alors le matras dans le bain-marie, et on fait bouillir l'alcool tant qu'il se dégage de l'air par le tube qui plonge dans le mercure. On laisse ensuite refroidir le bain-marie, sans déranger le matras. Pendant ce refroidissement lent à l'abri de l'air, l'harmaline se dépose en cristaux incolores.

Les cristaux d'harmaline pure sont des rhomboctaèdres dont les sommets obtus sont remplacés par des faces qui se développent quelquefois au point de donner à ces cristaux un aspect lamellaire. Tous les angles solides du cristal sont modifiés par des facettes.

D'après les mesures de M. Nordenskiœld, les axes du rhomboctaèdre sont entre eux :: 1 : 1,804 : 1,405.

Une fois déposée, l'harmaline est peu soluble, mais lorsqu'on la précipite d'une combinaison saline, il en reste une quantité notable en dissolution. Lorsqu'on mélange une dissolution froide d'un sel d'harmaline avec de l'ammoniaque ou de l'hydrate potassique et qu'on examine immédiatement le précipité à l'aide d'un fort grossissement, on voit qu'il se compose de petites gouttes huileuses, qui ne tardent pas à se convertir en cristaux si le sel est pur; quand le sel est brun au contraire, la cristallisation est beaucoup plus lente, et si l'on agite, les gouttes s'agglomèrent, et forment de petites masses qui s'attachent à la baguette de verre, en offrant l'aspect d'un corps résineux, plus ou moins mou qui ne cristallise que lentement. La précipitation de l'harmaline ne doit donc jamais s'effectuer dans une liqueur chaude, parce que les gouttelettes cristallisent presque immédiatement.

L'harmaline est très-peu soluble dans l'alcool froid, de sorte qu'on peut utiliser ce dernier pour la laver; mais elle se dissout en grande proportion dans l'alcool bouillant, et se dépose pendant le refroidissement en grands cristaux, qui toutefois deviennent bruns lorsqu'on n'opère pas à l'abri de l'air. Quand on fait bouillir cette base, précipitée sous la forme de paillettes, dans une quantité d'alcool insuffisante pour la dissoudre complétement, les paillettes déliées qui ne se dissolvent pas se convertissent en cristaux grenus.

L'harmaline est insoluble dans l'éther qui la précipite à l'état cristallin de sa dissolution alcoolique. L'essence de térébenthine et l'essence de citron, récemment rectifiées, dissolvent une petite quantité d'harmaline à l'aide de l'ébullition, mais elles ne tardent pas à devenir brunes. Lorsque ces essences contiennent des résines, l'harmaline les colore sur-le-champ, l'essence de térébenthine en rouge et l'essence de citron en brun. L'huile de naphte rectifiée dissout aussi à l'aide de l'ébullition un peu d'harmaline qui cristallise pendant le refroidissement; mais ni la dissolution, ni les cristaux ne se colorent, même lorsqu'on les laisse longtemps dans l'huile et au contact de l'air.

D'après les analyses de l'harmaline, du chlorure d'harmaline et du sel double avec le chlorure platinique, M. Fritzsche est arrivé à la formule :

$$C^{27}H^{14}Az^{2}O^{2}$$

pour la base pure.

Les sels d'harmaline à l'état de pureté ont une couleur jaune de soufre, ainsi que leurs dissolutions aqueuses.

Le *chlorure d'harmaline* s'obtient le mieux en mélangeant une dissolution d'acétate d'harmaline avec de l'acide chlorhydrique, dont l'excès précipite le sel en aiguilles prismatiques fines et jaunes. Quand le sel n'est pas d'un jaune pur, on le dissout sur le filtre, au moyen d'un peu d'eau ; une partie de la couleur reste sur le papier, et l'autre partie reste en dissolution dans l'acide, lorsqu'on mélange la dissolution avec de l'acide chlorhydrique concentré pour précipiter le sel. Après avoir fait égoutter ce dernier sur du papier joseph, on le sèche sur de la chaux dans l'exsiccateur. Si pendant la dessiccation il vient en contact avec une trace de vapeurs ammoniacales, il devient brun. Il renferme 4 équivalents ou 12,30 pour 100 d'eau de cristallisation, dont une partie s'échappe à une douce chaleur et le reste à 100°. Il est beaucoup plus soluble dans l'eau et l'alcool chauds que

dans ces mêmes liquides froids, et cristallise pendant le refroidissement en aiguilles prismatiques déliées, jaune de soufre.

L'harmaline, avec le concours de l'ébullition, chasse l'ammoniaque d'une dissolution de chlorhydrate d'ammoniaque. L'harmaline brune peut être décolorée en la faisant bouillir dans une dissolution de sel ammoniac, tant qu'il se dégage de l'ammoniaque et en filtrant ensuite la dissolution bouillante; cette dernière dépose pendant le refroidissement des cristaux de chlorure d'harmaline, tandis que la majeure partie de la matière brune ne se dissout pas.

Le *chlorure de platine et d'harmaline*, $ClH,C^{27}Az^2H^{14}O^2 + Cl^2Pt$, est un précipité floconneux jaune pâle, qu'on obtient par le mélange des deux sels, et qui se convertit peu à peu en lamelles microscopiques; après les lavages et la dessiccation elles donnent une poudre légère, jaune, qui renferme 23,127 pour 100 de platine.

Le *chlorure de mercure et d'harmaline* se précipite en flocons jaunes, dans le mélange des deux sels froids. Lorsque les dissolutions sont chaudes, il se dépose pendant le refroidissement en aiguilles prismatiques fines; il n'a pas été analysé.

Le *bromure d'harmaline* s'obtient comme le chlorure et lui ressemble par l'aspect et les propriétés.

L'*iodure d'harmaline* se prépare en mélangeant une dissolution d'acétate d'harmaline avec de l'iodure de potassium; il constitue un précipité cristallin jaune citron, peu soluble dans l'eau et qui peut être lavé avec de l'eau froide sans se dissoudre sensiblement.

Le *cyanure d'harmaline* ne paraît pas exister à l'état isolé; car lorsqu'on mélange un sel d'harmaline avec une dissolution d'acide cyanhydrique ou de cyanure de potassium, il se précipite un corps particulier, qui renferme bien les éléments dans les proportions voulues, mais qui paraît être plutôt une nouvelle base contenant du cyanogène, à en juger par le sel cristallisable qu'il produit avec l'acide chlorhydrique. Toutefois ce sel dégage aisément de l'acide cyanhydrique et laisse pour résidu du chlorure d'harmaline; il fera l'objet d'une recherche subséquente.

Le *ferrocyanhydrate d'harmaline* s'obtient en versant une dissolution chaude et diluée de chlorure d'harmaline dans une dissolution bouillante, mais diluée, de cyanure ferroso-potassique; le nouveau sel se dépose en partie sous la forme d'un précipité cristallin rouge brique, et le reste produit des cristaux plus grands

pendant le refroidissement. La dissolution ne renferme plus d'harmaline après la cristallisation, lorsque le cyanure jaune a été ajouté en excès.

Le *ferricyanhydrate d'harmaline* s'obtient de la même manière en employant le cyanure rouge. Le sel double ne produit point de précipité par le mélange des dissolutions bouillantes, mais il se dépose pendant le refroidissement en prismes déliés d'un vert foncé. Lorsqu'on mélange les dissolutions froides, le sel double se précipite en gouttes oléagineuses qui cristallisent à la longue. L'eau mère, froide, ne renferme plus d'harmaline. L'acide chlorhydrique convertit peu à peu ces sels doubles en chlorure d'harmaline.

Le *sulfocyanure d'harmaline* se dépose en cristaux déliés, jaune pâle, lorsqu'on mélange des dissolutions diluées de chlorure d'harmaline et de sulfocyanure de potassium. La dissolution de ce précipité dans l'eau bouillante dépose pendant le refroidissement des aiguilles plates et soyeuses, qui forment, après la dessiccation, une masse brillante semblable à du feutre.

Le *sulfate d'harmaline* s'obtient par la saturation de l'acide avec un excès d'harmaline. Il se dépose, pendant l'évaporation dans l'exsiccateur, en cristaux fibreux jaunes; sous l'influence de la chaleur il forme une masse trasparente, jaune, analogue à un vernis. Si avant l'évaporation on ajoute de l'acide sulfurique, on obtient des cristaux aciculaires d'un sel acide. Il est très-soluble dans l'eau.

Le *sulfite d'harmaline* se réduit par la dessiccation en un vernis jaune, qui ne présente pas trace de cristallisation.

Le *nitrate d'harmaline* est très-soluble dans l'eau et cristallise en aiguilles; l'acide nitrique, le nitrate de potasse et surtout le nitrate d'ammoniaque le précipitent de sa dissolution. Si on laisse le précipité en contact avec l'acide nitrique il ne tarde pas à se décomposer.

Le *phosphate d'harmaline* se prépare en faisant bouillir l'harmaline avec une quantité d'acide phosphorique dilué insuffisante pour la dissoudre entièrement. Pendant le refroidissement la dissolution dépose des cristaux aciculaires, dont on obtient une nouvelle portion par l'évaporation. L'acide phosphorique libre précipite le sel de sa dissolution.

Carbonate d'harmaline. — Le carbonate de potasse ne produit pas de précipité dans une dissolution d'acétate d'harmaline, ou n'en précipite que de l'harmaline. Mais lorsqu'on mélange une dis-

solution d'acétate d'harmaline avec une dissolution concentrée de bicarbonate de potasse, l'on ne tarde pas à apercevoir des aiguilles cristallines qui sont le bicarbonate d'harmaline. Ce sel a peu de stabilité; en le lavant avec de l'eau à la glace, et l'exprimant ensuite plusieurs fois dans du papier joseph, on peut le sécher à l'air sans qu'il s'altère; mais si on l'expose à l'air pendant qu'il est mouillé, ou bien si on le laisse dans l'eau, l'acide carbonique s'échappe, et l'on obtient des cristaux d'harmaline qui sont beaucoup plus gros que ceux du carbonate.

L'*oxalate d'harmaline* se prépare en faisant bouillir dans de l'eau de l'acide oxalique avec un excès d'harmaline; il se dépose sous forme d'aiguilles, pendant le refroidissement de la liqueur chaude et filtrée. L'acide oxalique libre produit, dans la dissolution de ce sel, un précipité aciculaire qui est un sel acide.

L'*acétate d'harmaline* est tellement soluble qu'il ne cristallise que dans une dissolution réduite à l'état de sirop, par l'évaporation; tout le sirop se prend alors en masse cristalline. Lorsqu'on emploie la chaleur pour évaporer la dissolution, cette dernière perd facilement l'acide et dépose de l'harmaline, qui ne se redissout pas quand on reprend le sel par l'eau.

Chromate d'harmaline, A. *Sel neutre.* — On l'obtient en mélangeant une dissolution concentrée de chromate de potasse avec un sel d'harmaline neutre. Les dissolutions diluées, ou chaudes et concentrées, déposent des cristaux d'harmaline, tandis qu'il se forme du bichromate de potasse. Il arrive quelquefois que l'harmaline se sépare sous la forme d'une huile qui cristallise peu à peu. Lorsqu'on mélange une dissolution froide et saturée de chromate de potasse neutre avec une dissolution concentrée d'acétate d'harmaline, et qu'on agite convenablement, il se dépose en premier lieu un peu d'harmaline qu'on sépare par le filtre, puis, après avoir ajouté une nouvelle portion d'acétate, la dissolution dépose de petits cristaux jaune pâle, qui sont le chromate d'harmaline neutre. Si dans une dissolution assez concentrée d'acétate d'harmaline on introduit des cristaux de chromate de potasse neutre, la dissolution se trouble autour des cristaux, mais le trouble disparaît par l'agitation. Si l'on ajoute du chromate jaune quand la liqueur en est déjà saturée, il s'y forme une masse jaune visqueuse qui s'attache au verre. L'eau mère ayant été décantée, on redissout la masse épaisse dans un peu d'eau qui laisse un petit résidu d'harmaline qu'on sépare

par le filtre. Abandonnée à elle-même, la dissolution dépose des cristaux de chromate d'harmaline neutre, mélangés avec quelques cristaux d'harmaline. Mais il vaut encore mieux mélanger la dissolution filtrée avec l'eau mère de la masse visqueuse, qui diminue le pouvoir dissolvant de la liqueur, de sorte qu'on obtient le sel pur en aiguilles plates. Le sel cristallisé est peu soluble dans l'eau et supporte bien les lavages. M. Fritzsche a fait observer que l'harmaline, ainsi que ce sel à l'état oléagineux, paraît être dans une modification isomérique différente de celle qui constitue les cristaux ; ce qui semble assez évident, puisque le chromate à l'état de masse visqueuse épaisse est très-soluble dans l'eau, et qu'abandonné à lui-même il prend une texture cristalline et devient presque insoluble.

B. *Sel acide.* — Ce sel se forme au moyen du précédent en présence d'un excès d'acide. Il se précipite immédiatement lorsqu'on mélange la dissolution d'un sel harmalique avec du bichromate de potasse, et il continue pendant quelques instants à se déposer sous la forme d'une végétation de petits cristaux oranges. Quand la dissolution ne dépose plus de cristaux, elle renferme à peine une trace d'harmaline. Ce sel est anhydre, ainsi que le sel neutre, de sorte que le nouvel équivalent d'acide est anhydre. Il supporte une température de 120° sans se décomposer; mais à une température supérieure il donne lieu à de l'harmine qui se sublime, et à un résidu foncé qui renferme du chrôme. Il se dissout dans l'alcool mélangé d'eau et bouillant, et s'en dépose pendant le refroidissement en cristaux déliés.

Sulfure d'harmaline. — Lorsqu'on mélange une dissolution concentrée d'acétate d'harmaline avec une dissolution concentrée de sulfhydrate d'ammoniaque, saturée d'acide sulfhydrique, on obtient de petits cristaux prismatiques, qui se conservent bien dans la liqueur en vase fermé, mais qui se décomposent aisément au contact de l'air en donnant lieu à de l'harmaline et à de l'hydrogène sulfuré qui s'échappe. Si l'on recueille immédiatement les cristaux sur un filtre et qu'on les lave avec de l'eau, cette dernière en dissout une partie et laisse de l'harmaline; il se dégage en même temps de l'hydrogène sulfuré. Lorsque cette dissolution n'est pas trop étendue, elle reproduit les mêmes cristaux quand on la mélange avec la première eau mère; mais quand elle est trop étendue, on n'obtient, après quelques instants, que de l'harmaline. Le

défaut de stabilité n'a pas permis d'analyser cette combinaison, de sorte que l'on ne peut savoir laquelle des deux formules est l'expression de la vérité. Il paraît toutefois que la seconde est la plus probable.

Harmine $C^{27}Az^2H^{12}O^2$. — On a vu plus haut que cette base peut se former quand on chauffe le bichromate d'harmaline un peu au-dessus de 120°. M. Fritzsche décrit encore un procédé plus économique qui consiste à chauffer de l'harmaline dans un ballon contenant un mélange de parties égales d'alcool et d'acide chlorhydrique, plus un peu d'acide nitrique; on retire du feu dès que les acides commencent à agir sur l'alcool et on refroidit rapidement; le chlorhydrate d'harmine se dépose aussitôt en aiguilles fines que l'on lave avec de l'acide chlorhydrique faible qui n'en dissout que fort peu; puis on le dissout dans l'eau froide et on précipite la dissolution par la potasse ou l'ammoniaque.

L'harmine constitue des cristaux incolores, limpides et très-réfringents dont la forme primitive est un prisme rhomboïdal de 124° 8′, modifié sur ses arêtes aiguës par une face terminale.

L'eau exerce sur l'harmine la même action que sur l'harmaline, mais l'alcool l'attaque beaucoup moins que celle-ci. L'harmine est un peu soluble dans l'éther et très-peu dans l'huile de naphte bouillante. Les essences de citron et de térébenthine la dissolvent abondamment.

L'harmine déplace l'ammoniaque de ses combinaisons, mais néanmoins c'est une base bien plus faible que l'harmaline.

Les sels d'harmine sont incolores à l'état pur; leurs dissolutions concentrées sont jaunâtres; étendues d'eau elles virent au bleu.

Par sa composition, l'harmine diffère de l'harmaline par 2 équivalents d'hydrogène en moins; la formule est donc :

$$C^{27}Az^2H^{12}O^2.$$

Chlorhydrate d'harmine $ClH,C^{27}Az^2H^{12}O^2 + 4aq$. — Ce sel s'obtient en aiguilles quand on verse de l'acide chlorhydrique concentré dans une dissolution d'harmine dans de l'eau aiguisée d'acide chlorhydrique. On l'obtient anhydre en le faisant cristalliser dans l'alcool dans lequel il est assez soluble.

Chlorure de platine et d'harmine $Cl^2Pt + ClH,C^{27}Az^2H^{12}O^2$. — En mêlant des dissolutions de bichlorure de platine et de chlorhydrate d'harmine, l'une et l'autre aiguisées d'acide hydrochlorique, il se

forme un précipité floconneux qui se prend en aiguilles quand on le chauffe au bain-marie à 50°; ces cristaux se produisent immédiatement quand on fait usage de dissolutions chaudes.

Le chlorhydrate d'harmine forme avec le bichlorure de mercure un précipité caséeux qui peut être obtenu cristallisé au moyen de dissolutions étendues.

Le *bromhydrate et l'iodhydrate d'harmine* ressemblent beaucoup au chlorhydrate; ils se déposent en cristaux quand on verse de l'acétate d'harmine dans un bromure ou un iodure alcalin.

Le *cyanhydrate d'harmine* ne paraît pas exister à l'état libre; mais M. Fritzsche a préparé des cyanures doubles d'harmine avec la même facilité que ceux d'harmaline; ces cyanures sont tous cristallisables.

Le *sulfocyanure d'harmine* est un précipité blanc composé d'aiguilles microscopiques enchevêtrées qui se forment au contact de dissolutions étendues de sulfocyanure de potassium et de chlorhydrate d'harmine.

Sulfate d'harmine $SO^3,C^{27}Az^2H^{12}O^2+2aq$. — En faisant digérer de l'acide sulfurique faible avec un excès d'harmine, il se dépose, par l'évaporation spontanée, des mamelons composés d'aiguilles fines. L'alcool abandonne ce sulfate en prismes.

Quand on dissout l'harmine dans de l'alcool contenant de l'acide sulfurique en excès, il se sépare, à la longue, des cristaux très-semblables à ceux du sulfate neutre; ils ne renferment pas d'eau de cristallisation. Ce sel acide se représente par la formule : $SO^3,C^{27}Az^2H^{12}O^2+SO^3,HO$.

Le *nitrate d'harmine* est peu soluble dans l'eau et se prépare facilement au moyen de l'acétate d'harmine et de l'acide nitrique ou du nitrate d'ammoniaque.

Oxalate acide d'harmine $C^2O^3,C^{27}Az^2H^{12}O^2+C^2O^3,HO$ et *oxalate neutre*. — Quand on mêle de l'harmine délayée dans l'eau avec une dissolution de cette base dans un excès d'acide oxalique, il arrive un moment où il se dépose de petits cristaux qui constituent le sel neutre. Il est peu soluble dans l'eau.

Les eaux mères laissent déposer le sel acide sous forme d'aiguilles en houppes peu solubles dans l'eau froide, que M. Fritzsche a analysées.

L'acide acétique a peu d'affinité pour l'harmine; il se sépare de cette base quand on chauffe.

Le *bichromate d'harmine* $2CrO^3 + C^{27}Az^2H^{12}O^2$, qui se prépare au moyen de dissolutions acides d'harmine et de chromates alcalins, ressemble, en beaucoup de points, au bichromate d'harmaline ; c'est ainsi qu'il se sépare en gouttes huileuses qui ne tardent pas à cristalliser. Plus soluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide, il se dissout assez abondamment dans l'alcool bouillant. A une température élevée, il se décompose subitement comme le bichromate d'harmaline; il se dégage de l'harmine non décomposée et un nouvel alcaloïde qui fera l'objet d'une communication ultérieure.

384. — Sur la solanine des pommes de terre malades; par M. Wackenroder (*Archiv der Pharmacie*, t. XCVIII, p. 157).

M. Wackenroder a fait faire dans son laboratoire une détermination quantitative de la solanine des pommes de terre malades ; 3680 grammes de tubercules encore pleins de sucs ont fourni 0,1 de solanine amorphe.

A cette occasion, il rappelle qu'en 1842 il a trouvé $\frac{1}{15000}$ de solanine dans les feuilles fraîches de pommes de terre. Au mois de juillet de la même année, les tubercules ont fourni $\frac{1}{200000}$. Enfin les pommes de terre malades de l'automne 1845 contenaient $\frac{1}{36800}$ de solanine.

385. — Réaction de la strychnine; par M. Otto (*Journal für prakt. Chemie*, t. XXXVIII, p. 511).

Au peroxyde de plomb proposé par M. Marchand pour constater de petites quantités de strychnine, M. Otto substitue le bichromate de potasse qu'il ajoute à une dissolution de strychnine dans l'acide sulfurique. Il se produit instantanément une couleur violette bien plus vive qu'avec le peroxyde de plomb.

386. — Sur la corydaline; par M. Ruickoldt (*Archiv der Pharmacie*, t. XCIX, p. 139.)

La corydaline se prépare de la manière suivante : on fait digérer pendant 3 jours de la racine d'aristoloche dans 8 fois son poids d'eau renfermant 1 pour 100 d'acide hydrochlorique, puis on décante. La liqueur décolorée par le noir animal et filtrée est décomposée par le carbonate de soude ; on obtient un précipité qui, dissous dans l'alcool, abandonne la corydaline à l'état cristallisé.

Pendant l'évaporation de la liqueur aqueuse, il se dépose ordi-

nairement une matière jaunâtre que l'on peut redissoudre dans l'eau et ajouter à la dissolution pour être traitée par le carbonate de soude.

M. Ruickoldt a fait l'analyse de la corydaline ; il attribue à cet alcaloïde la formule suivante :

$$C^{45}H^{27}AzO^{18}.$$

M. Wackenroder ajoute les observations suivantes :

L'acide hydrochlorique forme avec un excès de corydaline un beau sel cristallisé en prismes droits rhomboïdaux. Les cristaux sont jaune verdâtre, très-solubles dans l'eau et dans l'alcool.

La potasse, la soude et l'ammoniaque produisent avec sa dissolution un précipité soluble dans un excès du réactif.

A 100°, ces cristaux perdent 12,50 pour 100 d'eau; à 170°, ils en abandonnent 3,017. A 250°, il se dégage de l'ammoniaque et la matière noircit.

M. Wackenroder a dosé le chlore de ce sel à l'aide du nitrate d'argent.

D'après cette analyse le chlorhydrate de corydaline serait :

$$C^{25}H^{15}Az\tfrac{1}{2}O^{10} + HCl + 6aq.$$

387. — Moyen pour découvrir la présence de petites quantités d'opium dans les médicaments; par M. Meck (*Revue scientifique*, t. XXIX, p. 200).

Ce moyen est basé sur la propriété de quelques principes de l'opium, la porphyroxine par exemple, de rougir en présence des acides chauds.

On ajoute à la liqueur un peu de potasse caustique, on remue bien et on agite avec de l'éther. La solution éthérée décantée sert à imprégner des morceaux de papier à filtrer, qu'on laisse sécher et qu'on humecte avec de l'acide chlorhydrique étendu.

Si la liqueur contenait de l'opium, le papier ainsi préparé, soumis à un courant de vapeur d'eau, se colore en rouge plus ou moins intense.

La porphyroxine étant insoluble dans l'eau, il est clair que ce procédé n'est applicable qu'aux extraits alcooliques de l'opium.

388.—Action d'un mélange de potasse et de prussiate rouge sur les matières colorantes ; par M. J. Mercer (*Philosophical Magazine*, 3e série, t. XXXI, p. 126).

Le rôle oxydant du cyanogène a été l'objet d'un travail de M. Boudault, dont nous avons rendu compte dans l'*Annuaire de Chimie*, 1846, p. 381.

Depuis plusieurs années, M. Mercer tire parti de cette propriété des combinaisons cyanurées, dans l'impression sur étoffes.

Il publie aujourd'hui le procédé qu'il met en usage pour décolorer l'indigo sur le tissu même ; ce procédé consiste à imbiber de prussiate rouge le coton coloré à l'indigo et de le plonger dans une dissolution faiblement alcaline. On obtient ainsi des blancs d'une grande pureté.

389. — Sur les matières colorantes. — Matière colorante du bois de santal; par M. Bolley (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXII, p. 129 et 150). — **Sur la matière colorante de l'orcanette,** par MM. Bolley et Wydler (*ibid.*, p. 141).

M. Bolley a répété soigneusement les expériences de M. Preisser (*Annuaire de Chimie*, 1845, p. 385). Ses recherches, de même que celles de M. Arppe (*ibid.*, 1846, p. 658), de M. Schlieper et de M. Schiel (*ibid.*, 1847, p. 544 et 550), conduisent nécessairement à cette triste conclusion, à savoir que le mémoire de M. Preisser n'était qu'un agréable *roman chimique*.

M. Bolley examine ensuite la matière colorante du bois de santal. Son examen porta sur deux espèces de ce bois ; l'une fut empruntée à un tronc d'arbre de santal ; elle était peu colorée ; l'autre espèce fut retirée du commerce ; elle possédait la couleur rouge ordinaire à ce bois.

Au moyen de l'analyse, il a pu constater ce fait, d'ailleurs admis depuis longtemps, que la matière rouge est plus oxygénée que la matière jaune. Ses efforts pour déterminer l'équivalent de la matière colorante restèrent sans résultat ; la combinaison qu'elle forme avec l'oxyde de plomb ne présente jamais une composition constante.

Il exprime les résultats analytiques par les formules suivantes ; elles dérivent, comme on voit, l'une de l'autre :

$$\text{I. } C^{54}H^{28}O^{16}$$
$$\text{II. } C^{54}H^{26}O^{18}$$

III. $C^{54}H^{25}O^{19}$
IV. $C^{54}H^{23}O^{21}$

Le n° I fut obtenu en épuisant par l'alcool l'espèce la moins colorée et en précipitant la dissolution par l'eau.

Le n° II représente la matière colorante extraite de l'espèce foncée, par le procédé du n° I.

Pour préparer le n° III, on épuisa l'espèce rouge clair par de la potasse étendue, et on précipita la liqueur par de l'acide chlorhydrique; le dépôt, lavé convenablement, fut dissous dans l'alcool et précipité par l'eau.

Enfin le n° IV représente la combinaison de la matière colorante claire avec l'oxyde de plomb.

Les propriétés des n°s I, II et III paraissent les mêmes. Ils constituent tous les trois des masses rouge foncé, résineuses, amorphes qui se réduisent aisément en poudre.

Matière colorante de l'orcanette (*anchusa tinctoria*). — Cette substance, qui a déjà été étudiée par Pelletier et par M. John, possède très-peu de stabilité. La lumière l'altère rapidement et les dissolutions de cette matière colorante se décomposent déjà à l'ébullition.

MM. Bolley et Wydler ont été assez heureux pour reconnaître la cause de cette altérabilité, de plus ils ont trouvé le moyen de la prévenir.

Quand on fait bouillir une dissolution alcoolique de la matière colorante rouge, elle se décompose en acide carbonique et en flocons verts. Les résultats analytiques, obtenus par MM. Bolley et Wydler, permettent d'établir l'équation suivante :

$$\underbrace{C^{35}H^{20}O^{8}}_{\text{Matière rouge ou anchusine.}} + 2HO = \underbrace{C^{34}H^{22}O^{8}}_{\text{Matière verte.}} + CO^{2}.$$

Ce mode de dédoublement rappelle celui de l'acide érythrique qui se transforme en orcine et en acide carbonique, en fixant de l'eau.

La cause occasionnelle de cette décomposition est l'ammoniaque renfermée dans une matière brune, qui accompagne la matière rouge; les auteurs ont pu s'en assurer expérimentalement; aussi,

suffit-il d'ajouter quelques gouttes d'acide chlorhydrique à la dissolution pour l'empêcher de se décomposer.

Cette observation, qui est certainement appelée à rendre d'utiles services à la chimie des matières colorantes, exige quelques détails sur l'ensemble de l'important travail qui nous occupe.

MM. Bolley et Wydler ont commencé par épuiser la racine d'orcanette dans un appareil de déplacement ; quand l'eau s'écoulait presque incolore, le résidu fut séché, puis traité par l'alcool jusqu'à épuisement. Additionné d'un peu d'acide chlorhydrique, le liquide alcoolique put être soumis à la distillation et évaporé sans aucun danger ; il abandonna ainsi un liquide assez épais qui fut agité d'abord avec de l'éther, puis avec de l'eau, jusqu'à ce que la majeure partie de l'éther fût enlevée.

Après l'évaporation de l'éther, il resta une substance résinoïde, friable, qui possédait tous les caractères signalés par Pelletier, à l'exception toutefois qu'elle ne se comportait pas comme un acide. Elle se combine avec l'oxyde de plomb, mais le précipité n'offre pas une composition bien définie.

La formule de cette matière que les auteurs appellent *anchusine*, est :

$$C^{35}H^{20}O^{8}.$$

La matière verte $C^{34}H^{22}O^{8}$, qui est un produit de la décomposition de celle-ci, est assez soluble dans l'alcool : elle se dissout un peu dans la potasse faible ; l'acide chlorhydrique l'en sépare en flocons brun verdâtre.

Le mode de dédoublement que nous avons indiqué plus haut, fit soupçonner à MM. Bolley et Wydler l'intervention d'un corps azoté.

N'ayant pas trouvé d'azote dans les deux matières colorantes qui viennent d'être décrites, ils examinèrent l'eau qui avait servi à laver l'éther contenant la substance rouge ; cette eau renfermait de l'acide chlorhydrique. Évaporée au bain-marie, elle fournit un résidu rouge qui donna du sel ammoniac par la sublimation. Enfin l'eau qui servit à laver les racines contenait également de l'ammoniaque ; par l'évaporation, elle a laissé un résidu brun qui déterminait immédiatement la décomposition de l'anchusine ; cette matière cependant avait éprouvé une ébullition de quatre heures dans

l'alcool sans se modifier. L'ammoniaque pure a produit la même métamorphose.

Cette substance brune, azotée, se range parmi les matières extractives ; plus soluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide, elle est insoluble dans l'alcool concentré et dans l'éther. Les résultats analytiques de cette substance s'accordent avec la formule :

$$C^{29}H^{15}O^{28} + AzH^3,HO.$$

390. — Sur les matières colorantes de la garance; par M. Schunck (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLII, p. 13).

M. Schunck a observé que l'alizarine se sépare à l'état cristallisé quand on abandonne à l'air une dissolution aqueuse, chargée à froid, des principes de la garance ; en même temps la liqueur devient acide.

L'alizarine obtenue par cette méthode est d'autant plus pure que la garance employée était plus fraîche. Il est bon de séparer les cristaux au bout de douze heures, car il se dépose en même temps des matières étrangères difficiles à éloigner. On lave ensuite l'alizarine, et on la chauffe avec l'acide nitrique étendu jusqu'à ce qu'elle ait acquis une couleur brillante.

Ainsi préparée, l'alizarine est d'un jaune pur; elle se volatilise sans résidu, et se dissout sans altération dans l'acide sulfurique concentré ; l'acide nitrique l'altère à peine à chaud. Le chlore est sans action. Elle est insoluble dans l'eau et soluble dans l'alcool, sans changer de couleur. Les alcalis la dissolvent avec une couleur rouge. Ses combinaisons avec les terres alcalines sont rouges; celles avec les autres oxydes métalliques jouissent de différentes nuances de couleur.

M. Schunck décrit ensuite deux autres matières colorantes de la garance qu'il dit n'avoir examinées que superficiellement. En épuisant la garance avec de l'eau chaude, et en ajoutant à la dissolution de l'acide chlorhydrique ou de l'acide sulfurique, il se forme un précipité floconneux, rouge, qu'on lave bien pour le traiter ensuite par l'eau bouillante. Une partie se dissout avec une couleur brune, on filtre; en ajoutant à la liqueur quelques gouttes d'un acide, il se forme un précipité brun foncé, que M. Schunck considère comme très-analogue à l'orcéine.

Le résidu est chauffé avec l'acide nitrique étendu ; le reste de la

masse colorée se détruit et en même temps la matière jaunit et devient pulvérulente. Cette poudre contient de l'alizarine que l'auteur n'a pu éliminer que par la méthode suivante :

On dissout le mélange dans un peu de potasse à laquelle on ajoute du chloride de fer ; il en résulte un précipité brun foncé formé des deux matières colorantes unies à l'oxyde de fer ; en faisant bouillir ce précipité avec du chloride de fer en excès, la combinaison de l'alizarine se dissout, tandis que l'autre matière reste intacte. On n'a plus qu'à traiter par l'acide chlorhydrique et laver pour obtenir la matière colorée à l'état isolé.

Insoluble dans l'eau, elle est soluble dans l'alcool avec une couleur jaune ; avec les alcalis et les terres alcalines elle produit des laques rouges ; ses propriétés paraissent la rapprocher des résines ; elle est incristallisable.

391. — Étude de la cochenille; par M. Warren de La Rue (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXIV, p. 1).

La cochenille, examinée déjà par plusieurs chimistes, vient d'être soumise par M. Warren de La Rue à une étude consciencieuse. La matière colorante est un acide, *l'acide carminique* $C^{28}H^{14}O^{16}+HO$, qui est accompagné d'une matière neutre cristallisable $C^{18}H^{11}AzO^{6}$. L'auteur considère cette matière comme identique avec la tyrosine que M. Liebig a obtenue en traitant la caséine par la potasse (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 697).

L'examen microscopique de la cochenille permet de constater que la matière colorante se trouve dans l'insecte, sous forme de petits globules groupés autour d'un noyau incolore ; le tout nage dans un liquide également incolore.

Les procédés d'extraction de la matière colorante brute ne diffèrent en rien des méthodes ordinaires : soit qu'on précipite la décoction de cochenille par du nitrate de plomb basique pour en séparer ensuite la matière colorante par l'hydrogène sulfuré, soit que l'on élimine d'abord les matières grasses, en faisant bouillir la cochenille avec l'alcool à 0,83 de densité, on obtient toujours une substance contenant notablement d'azote et d'acide phosphorique.

M. Warren de La Rue s'est arrêté au procédé de purification qui suit : l'acide carminique brut fut précipité par l'acétate de plomb ; les $\frac{3}{4}$ de ce précipité furent décomposés par l'hydrogène sulfuré et l'acide carminique, évaporé à sec, fut dissous à froid dans l'alcool

absolu puis bouilli avec le reste du carminate de plomb ; cette dernière opération avait pour but d'éliminer l'acide phosphorique libre de la liqueur. Filtrée bouillante, la dissolution, concentrée puis abandonnée dans le vide sur l'acide sulfurique, fournissait une matière rouge carmin qui offrait des traces de cristallisation au microscope.

En cet état, elle renferme encore une substance azotée que l'on sépare en dissolvant dans l'alcool absolu, bouillant, et faisant digérer la liqueur chaude avec un peu de carminate de plomb ; en ajoutant à la dissolution 6 fois son volume d'éther anhydre, il se forme un volumineux précipité rouge qui consiste en matière azotée entraînant une petite quantité d'acide pur. Les eaux mères renferment l'acide carminique exempt d'azote.

Cet acide constitue une masse pourpre, friable, transparente au microscope ; soluble en toutes proportions dans l'eau et dans l'alcool, il ne se dissout que peu dans l'éther qui ne précipite pas sa dissolution alcoolique. Les acides sulfurique et chlorhydrique, le dissolvent sans décomposition.

L'acide carminique est très-hygroscopique, il ne se modifie pas encore à 136° : passé ce terme, il fournit un liquide acide.

La dissolution aqueuse posséde une réaction légèrement acide et n'absorbe pas l'oxygène à la température ordinaire. Les terres alcalines la précipitent en pourpre, le sulfate d'alumine ne la précipite qu'en présence d'un peu d'ammoniaque. Les nitrates de plomb, de mercure et d'argent fournissent un précipité rose ; le précipité argentique se décompose rapidement. Ces différents précipités retiennent avec énergie les sels mis en réaction, et on n'a pu obtenir pur que le carminate de cuivre. Aussi, M. Warren de La Rue ne considère pas l'équivalent de l'acide carminique comme positivement établi.

Carminate de cuivre $C^{28}H^{14}O^{16},CuO$. — Ce sel a été préparé en traitant par de l'acétate cuivrique une dissolution aqueuse en excès, d'acide carminique, additionnée d'acide acétique. Le précipité bien lavé constitue une masse couleur de bronze.

Avec l'acide nitrique, l'acide carminique produit un acide $C^{16}Az^{3}H^{5}O^{18}$, l'acide *nitrococcinique,* qui est isomère de l'acide anisique trinitré de M. Cahours (voir p. 215). On le prépare en introduisant peu à peu 500 grammes d'acide carminique dans 5 kilogrammes d'acide nitrique de 1,4 de densité et chauffé légèrement ;

quand la réaction a cessé, on fait bouillir pendant 2 heures; pendant le refroidissement il se dépose de l'acide oxalique renfermant le nouvel acide.

Pour séparer ces deux corps, on précipite leur dissolution aqueuse par le nitrate de plomb, et on décompose le précipité par l'acide sulfurique. L'acide oxalique cristallise d'abord, les eaux mères renferment l'acide nitrococcinique qui se dépose au bout de plusieurs cristallisations, en prismes rhomboïdaux jaunes.

Cet acide est plus soluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide; l'alcool et l'éther le dissolvent facilement, ses dissolutions colorent la peau en jaune. En présence de l'eau, il dissout le zinc et le fer en brunissant. Le sulfure ammonique le transforme en un nouvel acide, non examiné.

Les nitrococcinates sont solubles dans l'eau et généralement dans l'alcool, ils détonent tous à chaud.

Le *nitrococcinate de potasse* $C^{16}Az^{3}H^{3}O^{16},2KO$ a été préparé soit en saturant par du carbonate de potasse la dissolution aqueuse bouillante, de cet acide; soit en précipitant sa dissolution éthérée par une dissolution alcoolique de potasse. Ce sel cristallise en petits prismes jaunes.

Le *nitrococcinate d'ammoniaque* $C^{16}Az^{3}H^{3}O^{16}, AzH^{4}O + HO$ se dépose en aiguilles concentriques dans une dissolution d'acide nitrococcinique saturée d'ammoniaque. Il se sublime à chaud.

Le *nitrococcinate de baryte* $C^{16}Az^{3}H^{3}O^{16}, 2BaO + 2HO$ prend naissance quand on mélange les solutions aqueuses d'acide nitrococcinique et de baryte, avec la précaution d'éloigner l'excès de baryte par un courant d'acide carbonique. Il se présente en cristaux jaunes.

Le *nitrococcinate d'argent* $C^{16}Az^{3}H^{3}O^{16},2AgO$ ne saurait se préparer directement sans décomposition, il se dégage de l'acide carbonique; l'acide chlorhydrique sépare ensuite un acide en aiguilles qui diffère complétement du précédent.

Quand on dissout à froid le carbonate d'argent dans une dissolution aqueuse de cet acide, il se forme à la longue des aiguilles volumineuses dans la liqueur placée sur l'acide sulfurique. Ces aiguilles constituent le sel d'argent, soluble dans l'eau et dans l'alcool. Il jaunit à 100°, et détone violemment à une température plus élevée.

Le sel de cuivre se prépare comme le précédent, il se présente en aiguilles vert-pomme.

Examen des eaux mères de l'acide carminique.

En précipitant le plomb de ces eaux mères par l'acide sulfurique, et en concentrant convenablement, il se dépose une matière blanche, cristalline qu'on purifie par plusieurs cristallisations et par un traitement avec du charbon animal. Cette matière, qui forme des cristaux soyeux, est la substance identique avec la tyrosine, ainsi que nous l'avons dit plus haut.

L'extrait aqueux de 1500 grammes de cochenille en a fourni 150 grammes. M. Warren de La Rue croit que ce corps préexiste dans la cochenille.

392. — Sur la teinture de campêche comme réactif; par M. Casanti (*Annuario italiano di Chimica et di Fisica*, 1846, p. 74).

M. Casanti a étudié l'action de beaucoup de sels sur la couleur de la teinture alcoolique du bois de campêche, et il arrive à considérer cette teinture comme un excellent réactif.

393. — Sur le gentianin; par M. Baumert (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXII, p. 106).

Le gentianin, considéré tour à tour comme une matière colorante et comme un principe amer, se rencontre dans la racine de gentiane, qui n'en renferme que deux millièmes. Pour le préparer, il faut d'abord faire macérer la racine sèche avec l'eau froide pendant quelques jours, pour la débarrasser d'une substance amère qui l'accompagne, exprimer le résidu, le sécher et l'épuiser par l'alcool concentré qui abandonne, par l'évaporation, une masse résineuse acide et très-amère. L'eau en sépare des flocons bruns, tandis qu'elle retient la matière amère, l'acide, le sucre. Ces flocons sont formés de gentianin, de graisse et d'une résine semblable au caoutchouc. L'éther enlève la graisse, l'alcool concentré qu'on fait intervenir ensuite, abandonne une masse cristalline amère qui renferme beaucoup de résine; par des cristallisations réitérées, on parvient aussi à éliminer cette dernière et on obtient enfin le gentianin pur, sous forme d'aiguilles jaune clair et dépourvues de saveur. En cet état, sa composition peut être représentée par la formule :

$$C^{14}H^5O^5.$$

Le procédé qui vient d'être décrit est celui de M. Leconte. M. Bau-

mert espérait d abord trouver un moyen plus prompt, dans l'emploi de l'acétate de plomb qui précipite le gentianin, mais la résine qui se sépare en même temps, complique l'opération et ramène forcément au procédé de M. Leconte.

Le gentianin cristallisé est assez soluble dans l'éther et très-soluble dans l'alcool bouillant. Il se dissout dans 3630 parties d'eau à 16°. Les alcalis le dissolvent aisément, et il en faut très-peu pour communiquer une couleur jaune d'or à une grande quantité de liquide. Il est inaltérable à l'air et supporte une température de 200° sans perdre de son poids, cependant il brunit et perd son éclat; il se sublime entre 300 et 340°, en même temps qu'une portion se réduit en charbon et dégage une odeur empyreumatique.

Sans action sur les couleurs végétales, le gentianin s'unit aux acides et aux oxydes sans perdre de l'eau. Il décompose les carbonates, mais l'acide carbonique de l'air décompose également, sous l'influence de l'eau, les combinaisons du gentianin avec les oxydes qui forment des sels insolubles avec cet acide.

Gentianin et soude.

I. $3(C^{14}H^5O^5) + NaO$. — En faisant bouillir du gentianin avec de l'alcool à 90 pour 100 et du carbonate de soude, il se forme une liqueur jaune qui dépose des aiguilles.

II. $2(C^{14}H^5O^5) + NaO + 8aq$. — Si, dans la dissolution des cristaux précédents, on verse une dissolution aqueuse de carbonate de soude, de manière cependant à ne pas précipiter la liqueur alcoolique, on obtient, après évaporation et traitement par l'alcool absolu, des cristaux de la composition ci-dessus. Une dissolution de gentianin dans la soude caustique, évaporée et traitée par l'alcool absolu, a donné la même combinaison.

III. $6(C^{14}H^5O^5)NaO + aq$. — S'obtient cristallisé quand on mélange une solution alcoolique de gentianin avec une solution aqueuse de carbonate de soude.

L'auteur n'a pu réussir à préparer une combinaison formée d'équivalents égaux de gentianin et de soude; il ajoute qu'il est aisé de faire varier les autres combinaisons à l'infini.

Gentianin et potasse.

Ces composés s'accordent avec les précédents pour les propriétés générales.

I. $4(C^{14}H^5O^5)KO + 3aq.$ — Il se prépare à l'aide d'une dissolution aqueuse de carbonate de potasse qu'on verse soigneusement dans une dissolution alcoolique de gentianin, de manière à éviter la précipitation de ce dernier. La combinaison ne cristallise qu'au bout de quelque temps en aiguilles jaunes, groupées en étoiles.

II. $5(C^{14}H^5O^5)2KO + 16aq.$ — On fait bouillir de la potasse et du gentianin dans de l'alcool à 90 pour 100 jusqu'à ce que le gentianin soit dissous. La liqueur filtrée dépose, par le refroidissement, des aiguilles jaunes, soyeuses.

III. $2(C^{14}H^5O^5)KO + 5aq.$ — Ce corps s'est déposé des eaux mères de la combinaison précédente.

Gentianin et baryte.

$C^{14}H^5O^5, BaO.$ En versant une dissolution alcoolique de gentianin dans de l'eau de baryte, il se produit un précipité orange, floconneux, qui attire avidement l'acide carbonique de l'air, tant qu'il est humide.

Gentianin et oxyde de plomb.

I. $C^{14}H^5O^5, 2PbO.$ — L'acétate de plomb ne précipite les dissolutions alcooliques de gentianin qu'en présence d'un peu d'ammoniaque. Le précipité est orangé et volumineux ; il est remarquable qu'il se forme en présence de gentianin en excès.

II. $6(C^{14}H^5O^5)11PbO.$ — Cette combinaison prend naissance par le mélange d'une dissolution aqueuse d'acétate de plomb bibasique, et de gentianin dissous dans l'alcool.

L'auteur cite encore une combinaison $4(C^{14}H^5O^5)\,7PbO$, et une autre $8(C^{14}H^5O^5)\,13PbO$.

M. Baumert n'a pas réussi à préparer une combinaison argentique, il ajoute que le gentianin précipite les sels de cuivre en vert, et ceux de peroxyde de fer en rouge.

Gentianin et acides.

Les acides ont, pour le gentianin, moins d'affinité que les bases ; les acides chlorhydrique, acétique et sulfureux sont même sans action.

En triturant du gentianin avec de l'acide sulfurique anhydre, et en refroidissant convenablement, il se forme un liquide vert olive dont le gentianin se sépare inaltéré quand on neutralise avec de la

baryte. Le gentianin peut même être bouilli avec l'acide sulfurique étendu sans éprouver d'altération.

L'acide nitrique d'une densité de 1,43 et libre de vapeur nitreuse dissout le gentianin avec une couleur vert foncé dont l'eau sépare une poudre verte. L'eau doit être ajoutée peu à peu et en agitant continuellement.

M. Baumert a fait l'analyse de cette poudre verte et il s'arrête à la formule :

$$C^{14}H^{4}(AzO^{4})O^{5} + aq.$$

C'est le *nitrogentianin*. Les alcalis le colorent immédiatement en couleur fleur de pêcher. Il se colore de même à l'air et en suspension dans l'eau ; une fois coloré par l'ammoniaque, il devient très-soluble dans ce liquide, et il suffit d'une très-petite quantité de ce corps pour colorer une grande quantité d'eau. $0^{gr},519$ de substance absorbent 2 équivalents de gaz ammoniac.

L'acide nitrique d'une densité moindre n'altère pas le gentianin à froid.

Si l'acide renferme de la vapeur nitreuse, les produits changent. En introduisant peu à peu le gentianin dans de l'acide fumant, refroidi, il se forme un liquide rouge dont l'eau précipite une poudre jaune, formée de prismes microscopiques dont la composition correspond à la formule

$$C^{14}Az^{2}H^{4}O^{10}.$$

Ces cristaux sont accompagnés de particules amorphes qu'on enlève au moyen de l'eau. Dans une seconde préparation, M. Baumert a obtenu un corps dont la composition s'accordait avec la formule :

$$C^{14}Az^{2}H^{3}O^{11}.$$

Le produit final de l'action de l'acide nitrique est un mélange de gaz.

L'auteur donne encore quelques indications sur l'action du chlore, de la potasse fondante et de l'acide chromique ; on a pu signaler la présence de l'acide formique parmi les produits du traitement par ce dernier. La potasse fournit des cristaux en aiguilles qui n'ont pas été analysés.

L'ensemble de ces résultats conduit M. Baumert à ranger le gentianin parmi les matières colorantes.

394. — Sur une matière colorante rouge, produite pendant la putréfaction; par M. Oberdoerffer (*Archiv der Pharmacie*, t. XLIX, p. 43).

Pendant l'automne de 1846, on observa dans différents endroits de Hambourg, une matière rouge qui se produisait sur des pommes de terre cuites à l'eau, sur du veau, du bœuf rôti, du poisson frit. Les aliments ne commençaient à se colorer qu'au bout de 3 à 4 jours.

Vers la même époque, M. Wackenroder a observé, à Iéna, un fait semblable sur des citrons.

Nous passons sous silence les réactions peu concluantes que M. Oberdœrffer a cru devoir faire subir à cette matière colorante. Nous nous bornerons à dire qu'elle est soluble dans l'alcool, l'éther, et qu'elle se combine avec l'ammoniaque.

M. Schleiden l'a examinée au microscope et il a observé une multitude de petits grains jaunes, fort irréguliers, tournant avec rapidité dans un liquide presque incolore, M. Schleiden n'a pu y observer des cellules.

395. — Sur la carotine; par M. Zeise (*Annales de Chimie et de Physique*, 3e série, t. XX, p. 125).

La carotine, sur laquelle on n'a que peu de renseignements, est préparée, d'après M. Zeise, de la manière suivante : on exprime le suc des carottes (*daucus carota*); on l'étend de 4 à 5 volumes d'eau, et l'on ajoute au mélange de l'acide sulfurique étendu de 10 fois son volume d'eau; une très-petite quantité de cet acide suffit pour précipiter aussitôt et en entier, la matière colorante du suc; on décante, on lave, et on fait bouillir la masse pâteuse pendant une heure ou une heure et demie, avec une lessive assez concentrée de potasse qui saponifie l'huile sans agir sur la carotine. On sépare donc ces deux matières par la filtration, et on lave avec de l'eau.

En cet état, la carotine contient encore une matière saline que l'on éloigne en ajoutant un excès d'acide sulfurique étendu à la masse délayée dans l'eau et chauffée; on lave bien ensuite et on traite d'abord par l'alcool faible, puis par l'alcool presque anhydre, pour enlever la matière grasse. On évapore à sec dans un bain-marie.

On achève la purification de la carotine en la dissolvant dans le sulfure de carbone; la dissolution se colore en rouge par un corps

étranger. Après avoir retiré, par la distillation, les trois quarts du dissolvant, on ajoute au résidu de l'alcool anhydre, et on abandonne la liqueur dans une capsule; la carotine se sépare bientôt en petits cristaux nets que l'on lave avec de l'alcool anhydre tant que ce liquide se colore.

Ainsi purifiée, la carotine offre beaucoup de ressemblance avec le cinabre ou avec le cuivre récemment réduit par l'hydrogène; elle possède une odeur très-faible; plus pesante que l'eau dans laquelle elle est tout à fait insoluble, la carotine est très-peu soluble dans l'alcool, l'esprit de bois, l'éther et l'acétone. A 168° elle fond en un liquide rouge foncé, transparent, qui se prend en une masse vitreuse par le refroidissement. Après avoir été fondue, elle se dissout assez bien dans l'éther et dans l'alcool, mais ces dissolutions ne donnent par l'évaporation qu'une masse amorphe.

A 287° elle se charbonne en fournissant un corps huileux accompagné d'un peu de gaz; chauffée à l'air, elle brûle avec flamme et sans laisser de résidu.

L'analyse a démontré que la carotine est un polymère de l'essence de térébenthine, sa formule est $10(C^5H^4)$.

Le chlore sec n'agit pas sur la carotine sèche, mais l'eau saturée de chlore la transforme en un corps chloré, parfaitement incolore, insoluble dans l'eau, assez soluble dans l'alcool et dans l'éther, et très-soluble dans le sulfure de carbone; en évaporant ces dissolutions, il reste une masse résineuse et friable.

396. — Sur le lactucarium; par M. Ludwig (*Archiv der Pharmacie* t. C, p. 1 et 190).

De l'ensemble de ce travail et de ceux qui ont été publiés précédemment, il résulte que le lactucarium renferme :

44 à 66 pour 100 d'une matière semblable au caoutchouc, la lactucone $C^{40}H^{32}O^3$;

Une résine molle;

Un corps assez fusible et semblable à la cire;

Une substance indifférente, la lactucine qui possède seule les propriétés médicinales du lactucarium;

Un acide amer, particulier, cristallisable, l'acide lactucique;

De l'acide oxalique;

De petites quantités d'un acide fixe, réduisant l'oxyde d'argent, et un autre acide volatil à odeur de valériane;

7 pour 100 d'albumine végétale;

2 pour 100 de mannite;

Une substance neutre cristallisant en prismes rhomboïdaux;

3 à 6 pour 100 de matières minérales formées de potasse, de soude, de manganèse, de fer, et d'un peu de chaux.

Voici maintenant quelques détails sur quelques-uns de ces corps:

La lactucone (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 561), découverte par M. Lenoir, et considérée par quelques chimistes comme différente de la lactucérine, est identique avec cette dernière.

La formule $C^{40}H^{32}O^{3}$, établie par M. Lenoir, se trouve confirmée par les analyses de M. Ludwig.

La *lactucine* a été découverte par M. Aubergier; elle réduit l'oxyde d'argent à chaud; de même elle décompose à l'aide de la chaleur le sulfate de cuivre, en présence de la potasse, et en sépare du protoxyde de cuivre; elle se prépare en même temps que l'acide lactucique, en broyant pendant $\frac{1}{2}$ heure du lactucarium avec son poids d'acide sulfurique, étendu de 5 parties d'eau, puis en agitant la matière avec de l'alcool de 84 pour 100, filtrant et saturant par la chaux. Quand la liqueur ne précipite plus ni l'eau de baryte, ni l'oxalate de potasse, on la décolore par le charbon animal, et on évapore. Il se dépose peu à peu une matière brune, résineuse, fortement amère. Traitée par l'eau chaude, cette matière se dissout en partie, le résidu est très-visqueux et constitue la lactucine impure. La lactucine est contenue dans la liqueur; décolorée par le charbon animal, abandonnée à l'évaporation lente, elle laisse cristalliser ce principe amer en écailles nacrées; les eaux mères contiennent de l'acide lactucique impur, ainsi qu'une matière cristallisable qui n'a pas été examinée.

L'acide lactucique est ordinairement amorphe; il est soluble dans l'eau et dans l'alcool; il rougit le tournesol; en contact avec un alcali, il se colore à l'air en rouge vineux; cette même dissolution alcaline réduit à chaud le bioxyde de cuivre en protoxyde.

397. — Sur une substance extraite des écorces de hêtre; par M. Lepage (*Journal de Pharmacie et de Chimie*, t. XII, p. 181 3ᵉ série).

Cette substance est incristallisable, jaunâtre, friable; elle possède une odeur balsamique, soluble dans l'alcool elle est insoluble dans l'éther.

On l'extrait des écorces fraîches de hêtre (*fagus sylvatica*) en les

épuisant par l'alcool, concentrant convenablement, et traitant le liquide sirupeux par 25 ou 30 fois son volume d'eau; la substance se dépose aussitôt en poudre rougeâtre.

Sa dissolution alcoolique est d'un brun foncé; elle précipite les persels de fer en vert brunâtre; le charbon animal ne la décolore pas, mais l'hydrate de plomb lui enlève la couleur brune, et ne lui laisse plus qu'une teinte ambrée.

398. — Recherches sur les lichens; par MM. Knop et Schnedermann (*Journal für prakt. Chemie*, t. XXXIX, p. 363).

Après avoir insisté sur la propriété des différents acides des lichens d'absorber de l'oxygène en présence de la potasse, et de se transformer en matières ulmiques, les auteurs passent à l'étude de l'action des corps oxydants sur ces mêmes acides.

En faisant agir l'acide nitrique ou l'acide chromique sur l'acide usnique (*Annuaire de Chimie*, 1845, p. 449 et 1846, p. 617), MM. Knop et Schnedermann n'ont obtenu aucun résultat bien net; toutefois avec l'acide nitrique il se forme un corps qui contient les éléments de l'acide hyponitrique.

Si on dissout l'acide usnique dans la potasse, la liqueur se colore rapidement en brun quand on ajoute un excès d'oxyde de plomb; en filtrant de temps en temps la liqueur, et la neutralisant par un acide, il se sépare des flocons bruns dont la quantité diminue de plus en plus. Le plomb se précipite sous la forme de petites écailles de carbonate de plomb, et à la longue tout l'acide se transforme en eau et en acide carbonique.

399. — Recherches sur le thé; par M. Rochleder (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXIII, p. 202).

M. Rochleder a repris l'étude du thé, en vue de déterminer la nature des acides qu'il renferme et les rapports de la caféine avec ceux-ci.

En versant de l'acétate de plomb dans une décoction bouillante de thé, il se produit un précipité brun foncé, formé de tannate, et d'un peu de bohéate de plomb, ainsi que d'une combinaison plombique d'acides bruns; ces derniers dérivent de la décomposition des acides tannique et bohéique.

Les eaux mères sont jaunes et déposent au bout de 24 heures, quelques petites aiguilles d'un sel de plomb; le liquide qui sur-

nage ces aiguilles est toujours jaune; une addition d'ammoniaque ou d'acétate de plomb tribasique produit un précipité jaune floconneux; le liquide surnageant devient alors incolore.

M. Rochleder démontre ensuite que l'acide tannique du thé est identique avec celui du chêne.

Pour préparer le bohéate de plomb propre à être analysé, on se sert du précipité jaune, obtenu au moyen de l'ammoniaque versée dans la dissolution plombique; on le délaye dans l'alcool absolu, et on le décompose par l'hydrogène sulfuré. Après avoir placé la liqueur dans le vide, sur de la potasse concentrée pour la débarrasser de l'hydrogène sulfuré, on la traite par une dissolution alcoolique d'acétate de plomb. Le précipité lavé à l'alcool, et séché à 100°, fournit par l'analyse des nombres représentés par

$$C^7H^3O^4,PbO + 2aq.$$

On a obtenu une combinaison $C^7H^3O^4,PbO + aq.$, en remplaçant la dissolution alcoolique d'acétate de plomb par une dissolution ammoniacale de ce sel.

Le *bohéate de baryte* $C^7H^3O^4,BaO + 2aq.$ s'obtient en versant de l'eau de baryte dans une dissolution alcoolique d'acide bohéique, jusqu'à réaction alcaline. Le précipité jaune de bohéate doit être lavé à l'abri de l'air.

Quand on décompose par l'hydrogène sulfuré du bohéate de plomb délayé dans l'alcool absolu, on obtient une dissolution d'acide bohéique qu'on évapore dans le vide. Le résidu sec est ensuite repris par l'eau et évaporé de nouveau, puis maintenu à 100°, et reporté dans le vide. Après avoir réitéré 3 fois ce procédé, on abandonne la substance pendant 3 semaines sur l'acide sulfurique.

A l'état de poudre, l'acide bohéique constitue une matière jaune pâle, semblable au tanin du chêne. A 100° elle fond et se transforme en un corps rouge, résineux, flexible, très-hygrométrique et soluble en toutes proportions dans l'eau et dans l'alcool.

La formule de cet acide hydraté est $C^7H^3O^4 + 2aq.$

De même que tous les acides de la formule générale $C^{2m}H^{m-1}O^n$, l'acide bohéique colore les sels ferriques; il se modifie très-rapidement quand on le chauffe à l'air; soumis à la distillation sèche, il laisse déposer un liquide qui possède l'odeur de l'acide acétique, et qui noircit au contact des sels ferreux.

M. Rochleder pense que cet acide pourrait provenir de l'acide gallique.

$$\underbrace{C^7H^2O^4}_{\text{Acide gallique.}} + HO - O = \underbrace{C^7H^3O^4}_{\text{Acide bohéique.}}$$

De plus, l'acide bohéique se trouve dans un rapport frappant avec l'*acide viridique.*

2 équiv. d'acide bohéique = $C^{14}H^6O^8$.
1 équiv. d'acide viridique = $C^{14}H^6O^7$.

400. — Recherches sur le café; par M. ROCHLEDER (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXIII, p. 193).

Dans un précédent mémoire (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 580), M. Rochleder a fait voir qu'en présence de l'air et des oxydes, l'acide caféique subit différentes modifications. Ce nouveau travail a pour but d'étudier ces modifications, qui varient suivant la nature de la base.

Sous l'influence de l'air et de l'ammoniaque, il se produit un acide particulier, l'acide *viridique*, ainsi nommé parce que c'est au sel de chaux de cet acide, que le café doit sa couleur verte.

Pour préparer l'acide viridique, on verse un excès d'ammoniaque dans une dissolution aqueuse d'acide caféique. La liqueur verdit en absorbant de l'oxygène, et brunit au bout d'un temps assez long. Si, à la dissolution verte, on ajoute de l'acide acétique puis de l'alcool, la couleur devient brune, l'alcool en sépare des flocons bruns qui possèdent les caractères de l'acide métagallique et de l'acide japonique, les eaux mères acides redeviennent vertes dès qu'on les neutralise; elles contiennent de l'acide acétique et de l'acide viridique libre.

L'acétate de plomb produit avec elles un précipité bleu, virant au vert, dont la composition est représentée, d'après l'auteur, par la formule :

$$C^{14}H^6O^7,PbO.$$

Le liquide qui surnage ce précipité bleu, est d'une couleur jaune; quand on y verse de l'ammoniaque, il se sépare un corps verdissant à l'air en présence de l'ammoniaque, et qui parait être de l'acide caféique non modifié.

Pour contrôler la composition formulée plus haut, M. Rochleder a préparé l'acide par un autre procédé. Du café en poudre, préalablement épuisé par l'alcool, fut traité par l'eau, et le produit chauffé à l'ébullition, fut précipité par de l'acétate de plomb. Le précipité jaune, égoutté et délayé dans l'alcool, ayant été décomposé par l'hydrogène sulfuré, il se produisit une liqueur qu'on exposa à l'air, avec de l'ammoniaque en excès, toutefois après avoir chassé l'excès d'hydrogène sulfuré par la chaleur. Le liquide verdit peu à peu; au bout de 24 heures, on y versa 2 fois son volume d'alcool à 40°; on sépara le précipité et on le lava avec de l'alcool contenant un peu d'acide acétique.

Cet acide se dissout dans l'acide acétique avec une couleur brune, l'acétate de plomb précipite cette dissolution en flocons bleu d'indigo, dont la composition est exprimée par la formule :

$$C^{14}H^7O^8,PbO$$

Délayé dans l'eau et décomposé par l'hydrogène sulfuré, ce sel fournit une liqueur brune qui, évaporée abandonne une masse brune, amorphe, très-soluble dans l'eau ; l'acide sulfurique chaud forme avec elle une dissolution cramoisie, que l'eau décolore en précipitant des flocons bleus.

La liqueur brune, obtenue par le sel de plomb, et l'hydrogène sulfuré, se colore en vert avec l'ammoniaque, la potasse ou la soude; la baryte en précipite des flocons bleuâtres, dont la composition se rapproche de la formule :

$$C^{14}H^8O^9 + 2BaO.$$

Le tableau suivant montre comment l'acide viridique peut dériver de l'acide caféique.

$$\begin{array}{rl} & C^{16}H^8O^7 = \text{acide caféique,} \\ \text{moins} & C^{14}H^6O^7 = \text{acide viridique,} \\ \hline \text{reste} & C^2H^2 + xO \end{array}$$

qui constitue la masse noire analogue à l'acide métagallique.

On voit par là, que l'acide caféique a des analogies avec la pyrocatéchine $C^{18}H^3O^6$. Soumise à la distillation sèche, cette substance donne un acide verdissant à l'air en présence des alcalis et une masse huileuse qui se résinifie au contact de l'air.

L'acide viridique paraît être identique avec l'acide verdique de Runge, une dissolution aqueuse de viridate d'ammoniaque brunit à l'air ainsi que dans des tubes fermés à la lampe. Ainsi modifié, ce viridate fournit avec l'acétate de plomb un précipité dont la composition en centièmes ne paraît pas différer de celle du viridate de plomb proprement dit, car les résultats analytiques sont assez près de la formule :

$$C^{28}H^{12}O^{14},PbO.$$

Avec la potasse, la dissolution viridique brunit en présence de l'air, l'alcool en précipite le sel de potasse sous forme d'une masse résineuse très-soluble dans l'eau. L'acide acétique ne modifie la couleur brune, que quand la dissolution a été bouillie quelques instants avec de la potasse, l'acide acétique produit alors un précipité vert.

L'auteur reviendra, avec détails, sur un acide brun, qui se forme quand on expose à l'air l'eau chargée à froid des principes du café. Il croit que cet acide prend naissance pendant la germination du café.

M. Rochleder examine encore l'acide qui, d'après Pfaff, accompagne l'acide caféique. On le sépare en versant de l'acétate de plomb dans une décoction de café, et en décomposant le précipité par l'hydrogène sulfuré. Quand on évapore ensuite à consistance sirupeuse et qu'on ajoute de l'alcool, il se précipite des flocons légers qui développent à chaud une odeur très-forte de café torréfié.

La composition du sel de plomb se représente par

$$C^{16}H^{8}O^{14}, 5PbO.$$

Ce mémoire est terminé par quelques mots sur la caféine. M. Rochleder est convaincu que la caféine renferme une portion de son carbone et de son azote sous la forme de cyanogène. En effet, quand on la fait bouillir avec du polysulfure d'ammonium, la liqueur agit sur les sels de fer d'une manière analogue aux sulfocyanures. Chauffée à 180° avec de la chaux sodique, elle dégage de l'ammoniaque, de l'acide carbonique et elle fournit beaucoup de cyanure de potassium.

Par l'ébullition avec l'acide nitrique étendu, le chlorure double de platine et de caféine produit un nouveau sel double de platine, qui cristallise en tables à 6 pans

Mise en ébullition avec du nitrate d'argent, elle donne, quand on évapore la liqueur, une combinaison cristalline blanche qui renferme de la caféine, de l'argent et de l'acide nitrique; elle détone à chaud.

Quand on fait bouillir la caféine avec un mélange d'acide chlorhydrique et de chlorate de potasse, elle donne naissance à un corps qui possède les réactions propres à l'alloxane.

401. — Examen chimique des principes de la noix d'acajou; par M. STAEDELER (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXIII, p. 137).

La noix d'acajou est le fruit de l'*anacardium occidentale*, L., de la famille des cassuviées; elle était usitée en médecine comme drastique, propriété qu'elle doit à une matière résineuse. Cette matière, que l'auteur appelle *cardol*, constitue avec l'acide anacardique la majeure partie de ce fruit qui renferme encore de petites quantités de matières colorantes.

Lorsqu'on traite le périsperme de l'anacarde par l'éther, il se dissout du cardol et de l'acide anacardique. Lavé avec de l'eau, puis dissous dans 15 ou 20 fois son volume d'alcool, on fait digérer ce mélange avec de l'hydrate de plomb qui s'empare de l'acide anacardique, ainsi que d'une matière colorante acide, produit de décomposition du cardol.

La matière colorante se combine d'abord, cependant on ne peut guère se servir de cette circonstance pour la séparer de l'acide anacardique, car on perdrait toujours des quantités notables de cet acide.

On lave la combinaison plombique avec de l'alcool concentré, jusqu'à ce que la liqueur ne se trouble plus par l'eau, puis on la délaye avec de l'eau pour la décomposer par le sulfhydrate d'ammoniaque, et on neutralise la liqueur ammoniacale par l'acide sulfurique étendu; l'acide anacardique se précipite à l'état impur en masses cohérentes qui se solidifient par le froid; lavé convenablement avec de l'eau, le précipité est dissous dans l'alcool qui en sépare le soufre et le sulfure de plomb; on ajoute alors de l'eau, jusqu'au moment où la liqueur commence à se troubler; on chauffe ensuite à l'ébullition, et on traite peu à peu par l'acétate de plomb basique, jusqu'à ce que la matière colorante se soit déposée en gouttes oléagineuses. Au bout de 12 heures de repos le liquide étant devenu limpide on le décante, et on reprend le résidu par l'alcool

qui laisse une combinaison de plomb, noire, soluble dans l'éther. La liqueur alcoolique colorée en rouge est de nouveau additionnée d'eau jusqu'à ce qu'elle se trouble, puis chauffée à l'ébullition elle est traitée par l'acétate de plomb comme ci-dessus.

Pour éloigner les dernières traces de matière colorante, il faut faire bouillir un peu les liquides avec du carbonate de baryte récemment précipité; il se recouvre au bout de 12 heures d'une couche brune. Il est à remarquer que ce dépôt brun ne se forme pas dans la liqueur alcoolique qui n'a pas été traitée par l'acétate de plomb basique.

La dissolution limpide d'acide anacardique est mélangée d'alcool concentré et précipitée bouillante par une dissolution alcoolique d'acétate de plomb neutre; à la faveur de l'alcool concentré qu'on a ajouté préalablement, l'anacardate de plomb se précipite en poudre et se prête mieux aux lavages qu'un précipité floconneux. Lavé convenablement, ce sel est décomposé par l'acide sulfurique ou par l'hydrogène sulfuré en présence de l'alcool que l'on enlève ensuite par la distillation ; en ajoutant de l'eau à la liqueur alcoolique, il se forme un dépôt huileux qui cristallise dès que les dernières portions d'alcool se sont évaporées.

L'acide anacardique qui a été déplacé par l'hydrogéne sulfuré, cristallise plus difficilement que celui qui a été traité par l'acide sulfurique; le premier possède d'ailleurs une odeur désagréable qu'il communique même à ses sels.

L'acide anacardique pur constitue une masse cristalline blanche, qui fond à 26°, et ne se solidifie qu'au bout de quelque temps; il est plus lourd que l'eau, et se dissout dans l'alcool et l'éther; son odeur est nulle, sa saveur est légèrement aromatique, puis caustique sans exercer d'action vésicante. A 100° il développe une odeur particulière sans perdre notablement de son poids. A 200° il donne lieu à un corps huileux et incolore qui n'a pas été examiné.

Cet acide brûle avec une flamme fuligineuse, il graisse le papier. Abandonné à l'air il se liquéfie et développe une odeur rance qui se manifeste plus vite avec l'acide déplacé par l'hydrogène sulfuré.

La composition de l'acide anacardique cristallisé, déduite de son analyse et de celle de plusieurs de ses combinaisons salines, conduit à la formule :

$$C^{44}H^{30}O^{5} + 2HO$$

son équivalent est de 4404,64.

C'est donc un acide bibasique et il possède une grande tendance à former des sels acides.

Les sels ne cristallisent pas tous. A 100° ils perdent peu de leur poids, mais ils produisent une odeur de graisse.

L'*anacardate de potasse neutre* s'obtient quand on dissout de l'acide anacardique dans une lessive de potasse moyennement concentrée. L'eau n'en sépare pas de sel acide, mais quand on traite par un courant d'acide carbonique, la moitié du sel se transforme en carbonate et il se précipite des flocons d'un sel acide, qu'on sépare du carbonate, en traitant par l'éther le précipité ainsi que les eaux mères évaporées sur l'acide sulfurique. Par l'évaporation de l'éther le corps acide reste en masse amorphe soluble dans l'eau pure et l'alcool. M. Staedeler lui attribue la formule :

$$C^{44}H^{30}O^{5},2KO + C^{44}H^{30}O^{5},2HO.$$

Le sel ammonique s'obtient quand on dissout l'acide dans l'ammoniaque ; par l'action du vide, cette base s'échappe en partie, et il reste une masse savonneuse qui forme avec l'eau un liquide mucilagineux, trouble, qui devient limpide en ajoutant quelques gouttes d'ammoniaque ; le sel ammoniac coagule immédiatement cette dissolution.

Anacardate de chaux $C^{44}H^{30}O^{5},2CaO + 2HO$. — En versant une dissolution alcoolique de chlorure de calcium dans une dissolution alcoolique d'acide anacardique, il ne se produit de précipité que quand on ajoute de l'ammoniaque ; le sel de chaux qui se forme ainsi est tantôt gélatineux, tantôt grenu.

L'*anacardate de baryte* $C^{44}H^{30}O^{5},2BaO$ se forme quand on verse du chlorure de barium dans l'anacardate d'ammoniaque.

Anacardate de sesquioxyde de fer. — Quand on mélange des dissolutions alcooliques de chlorure de fer ou d'acide anacardique dans le rapport convenable pour former un sel neutre, il se produit, quand on ajoute quelques gouttes d'ammoniaque, un précipité brun foncé, résineux, insoluble dans l'eau et l'alcool, mais soluble dans l'éther. Après la dessiccation, il constitue une matière dure et friable ; M. Staedeler lui attribue la formule :

$$3(C^{44}H^{30}O^{5})2Fe^{2}O^{3} + Fe^{2}O^{3},3HO + 6HO.$$

Si au lieu d'ajouter l'ammoniaque peu à peu on en verse de suite

en quantité suffisante, il se forme encore un précipité qui varie dans sa composition, suivant que l'ammoniaque est en excès ou en quantité suffisante pour neutraliser les acides.

Les *sels de protoxyde de fer, de nickel et de cobalt*, ont été obtenus par double décomposition et n'ont pas été analysés.

L'*anacardate de plomb* est un précipité blanc, lourd et grenu, présentant au microscope des traces de cristallisation; il prend naissance quand on mêle les dissolutions bouillantes d'acide anacardique et d'acétate de plomb neutre; il se forme encore quand on traite le sel double d'anacardate et d'acétate de plomb; dans ce dernier cas il est moins bien défini que dans le premier. Les résultats analytiques s'accordent avec la formule :

$$C^{44}H^{30}O^{5},2PbO.$$

Sel double d'anacardate et d'acétate de plomb $C^{44}H^{30}O^{5},PbO,HO + C^{4}H^{3}O^{3},PbO$.

On dissout, dans l'alcool, le mélange d'acide anacardique et de cardol, ou mieux encore l'acide anacardique pur, et on ajoute de l'eau jusqu'à ce que le liquide commence à se troubler; on précipite par une dissolution alcoolique d'acétate de plomb neutre, qui entraîne en même temps une portion de matière colorante. Le précipité constitue en majeure partie le sel double. Les eaux mères en renferment également une petite quantité; mais abandonnées au repos, elles déposent de l'anacardate de plomb incomplétement cristallisé. Cette décomposition du sel double s'opère mieux à l'ébullition.

Quant au dépôt brun qui renferme le sel double, on le lave avec de l'alcool, puis on le fait digérer avec de l'alcool, concentré, aiguisé d'acide acétique : il en résulte un liquide trouble, coloré, qui se clarifie quand on le place dans un lieu frais. On le sépare alors du dépôt, et on le place au froid; le sel ne tarde pas à se déposer en lamelles agglomérées semblables à la cholestérine, nacrées, d'un toucher gras, et inaltérables à la température ordinaire.

L'acide sulfurique le décompose, en dégageant de l'acide acétique; l'alcoool froid ne le dissout pas; l'éther en sépare de l'acétate de plomb et il dissout un sel acide que l'alcool transforme en acide anacardique et en sel neutre; ce dernier se dépose encore en grains cristallins quand on abandonne la dissolution éthérée du sel double.

Anacardate d'argent $C^{44}H^{30}O^{5}$,AgO, HO. — L'acide anacardique précipite les dissolutions d'argent et le précipité, qui ne présente au microscope aucune trace de cristallisation, n'est que peu influencé par la lumière ; il est soluble dans l'alcool, surtout en présence d'un acide; l'ammoniaque le précipite de nouveau ; dans ce cas, le produit noircit rapidement à la lumière; cette modification subite est due à une oxydation.

M. Staedeler n'a pas réussi à préparer l'éther de cet acide.

L'acide sulfurique dissout l'acide anacardique en se colorant en rouge; si l'on abandonne la dissolution à l'air humide, il se forme une matière résineuse soluble dans l'ammoniaque; les acides l'en précipitent en flocons.

A la température ordinaire, l'acide nitrique de 1,3 de densité transforme l'acide anacardique, au bout de quelque temps, en une masse jaune, spongieuse très-élastique. A chaud, il se forme une masse jaune qui se dissout peu à peu en déposant des gouttes huileuses qui se redissolvent par une ébullition prolongée. Abandonné au repos le résidu sirupeux se solidifie en cristaux; si on le chauffe, il se sublime des gouttes huileuses qui cristallisent par le refroidissement : ces cristaux paraissent être de l'acide subérique. Le liquide qui se volatilise pendant le traitement par l'acide nitrique, paraît renfermer de l'acide butyrique.

En rapprochant ces propriétés, l'auteur croit pouvoir ranger l'acide anacardique parmi les acides gras; sa composition le place au contraire à côté des résines et c'est ce qui explique peut-être pourquoi cet acide ne se rencontre pas combiné à la glycérine.

Cardol. — La liqueur alcoolique qui a servi à préparer l'acide anacardique et d'où cet acide a été séparé par l'hydrate de plomb, renferme le cardol mêlé avec quelques produits d'oxydation combinés à l'ammoniaque. En faisant bouillir la liqueur avec de l'hydrate de plomb, il se dégage beaucoup d'ammoniaque, et il se précipite un composé de plomb, violet; le liquide surnageant contient du cardol sensiblement pur. Pour en achever la purification, on ajoute de l'eau à sa dissolution sirupeuse jusqu'à ce qu'elle se trouble, puis on introduit une dissolution d'acétate de plomb neutre, et enfin de l'acétate basique qu'on verse goutte à goutte dans la liqueur portée à l'ébullition, dès qu'elle a perdu sa couleur rouge foncé. Arrivée à ce point, la dissolution ne renferme plus que du cardol uni à l'oxyde de plomb, qu'on élimine par l'acide sulfurique ; en chassant ensuite

l'alcool et ajoutant de l'eau, le cardol forme une couche huileuse qui est rougeâtre quand on la voit en masse.

La précaution de traiter par l'acétate de plomb neutre avant d'employer l'acétate basique n'est pas superflue; car quand on ne fait usage que d'acétate basique, on perd beaucoup de cardol qui se précipite avec les autres matières.

A l'état pur, le cardol résiste assez longtemps à l'air, mais en présence de l'oxyde de plomb, il s'oxyde rapidement. Il est insoluble dans l'eau, mais soluble dans l'alcool et l'éther. Sa densité est de 0,978 à 23°. A chaud, il développe une odeur faible, mais agréable, et se décompose en un liquide qui n'a pas été examiné. Le cardol brûle avec une flamme fuligineuse. L'analyse lui attribue la formule $C^{42}H^{31}O^{4}$, qui coïncide avec celle d'un corps résineux que M. Schroetter a trouvé dans les lignites d'Oberhart; mais les propriétés de ces deux corps diffèrent complétement.

Le cardol s'unit faiblement avec les bases, et il réduit celles qui peuvent céder de l'oxygène. Sa dissolution n'est pas précipitée par l'acétate de plomb neutre; mais l'acétate basique produit un précipité blanc soluble dans l'alcool, et se colorant rapidement en violet à l'air. Lavé à l'abri de l'oxygène, ce précipité avait la composition $C^{42}H^{31}O^{4},3PbO + C^{4}H^{3}O^{3},PbO$.

On voit que le cardol entre dans la combinaison sans perdre de l'eau.

Le nitrate d'argent n'exerce aucune action sur une dissolution de cardol; mais si on ajoute de l'ammoniaque, il se forme un précipité floconneux qui se décompose aussitôt, l'argent se dépose à l'état de métal sur les parois du vase. La chaleur favorise cette réaction.

L'acide sulfurique concentré dissout le cardol en se colorant en rouge intense; si on abandonne cette dissolution à l'humidité de l'air, il se dépose des croûtes brunâtres peu solubles dans l'eau; cependant il ne se forme pas d'acide copulé, car le carbonate de baryte en enlève tout l'acide sulfurique.

L'action de l'acide nitrique dépend de la température et de la concentration de cet acide. L'acide moyennement concentré transforme le cardol en un corps rouge qui ne devient insoluble dans la potasse et l'ammoniaque qu'en présence de l'alcool; l'acétate de plomb le précipite en violet. A froid, et avec un acide de 1,3 de densité, il se dégage constamment des gaz, et il se forme une masse rouge brique très-peu soluble dans l'eau; elle colore l'eau en jaune, en lui cédant con-

stamment des matières renfermant de l'acide nitrique. A chaud, la réaction devient très-vive, et il en résulte une résine jaune orangé, spongieuse, qui se dissout dans l'acide nitrique au bout de quelque temps d'ébullition. La dissolution est très-amère; l'eau en précipite une résine molle, jaune; l'acétate de plomb forme avec elle un dépôt jaune qui brûle avec une légère détonation quand on chauffe.

M. Staedeler croit avoir remarqué dans la dissolution nitrique la présence de l'acide subérique et de certains acides gras volatils; mais comme il a opéré sur du cardol impur, il pense que l'acide anacardique n'est pas étranger à la production de ces acides.

Une lessive de potasse moyennement concentrée transforme le cardol en une masse jaunâtre, visqueuse, qui se dissout à la longue, et se colore à l'air en rouge, en précipitant les principaux sels métalliques en rouge ou en violet. Évaporée dans une atmosphère d'acide carbonique, cette matière rouge abandonne à l'alcool une combinaison potassique d'un beau rouge; le résidu se compose de carbonate de potasse. Mêlée bouillante avec une dissolution alcoolique d'acétate de plomb, elle produit un peu de carbonate de plomb; une addition d'ammoniaque détermine la formation d'un précipité violet que l'alcool dissout facilement. Une analyse que l'auteur en a faite lui fait penser que cette combinaison est formée de cardol uni avec 5 équivalents d'oxyde de plomb; mais le cardol aurait perdu 1 équivalent d'eau, et fixé 3 équivalents d'oxygène.

A une température de 60 à 80°, la dissolution potassique du cardol brunit, et laisse déposer une matière brune, résineuse, quand on y fait arriver un courant d'acide carbonique. L'alcool en dissout une certaine quantité, et abandonne une combinaison potassique noire. La dissolution alcoolique jouit d'un dichroïsme remarquable : elle est rouge foncé par transmission et verte par réflexion. La potasse ne modifie pas cette propriété. L'acétate de plomb précipite cette dissolution en rouge brun; le précipité est insoluble dans l'alcool, mais soluble dans l'éther. Sa composition est d'accord avec la formule :

$$2C^{42}H^{30}O^{7}, 3PbO.$$

En abandonnant à l'air du cardol mêlé à de l'hydrate de plomb, avec la précaution d'ajouter de temps en temps un peu d'alcool, cet hydrate se colore en violet; l'alcool bouillant en sépare une combinaison rouge, en laissant un résidu brun foncé.

M. Staedeler croit que ce sont ces derniers produits qui déter-

minent la coloration rouge des noix d'acajou qui les renferment à l'état de combinaison ammoniacale. Il pense qu'elles ne se forment que peu à peu ; car le fruit récent colore bien moins l'éther que le fruit ancien.

L'origine de l'ammoniaque paraît due à une matière pulvérulente très-azotée qui se trouve dans le périsperme.

M. Staedeler termine son mémoire par quelques détails sur les propriétés médicinales du cardol.

402. — Sur la substance cornée de certaines graines ; par M. Baumhauer (*Archiv der Pharmacie*, t. CCC, p. 68).

M. Baumhauer revient avec quelques détails sur les propriétés et la composition de l'ivoire végétal (*Annuaire de Chimie*, 1845, p. 455).

Cette substance extraite du café, de l'*iris cruciata* ou de l'*alstrœmesia aurea*, est identique avec celle du *phytelephas*. Elle se gonfle fortement dans l'acide sulfurique moyennement concentré, sans se colorer. Cette propriété permet de la purifier.

Le périsperme en poudre fine, est d'abord extrait par l'eau chaude, desséché, puis broyé avec 2 parties d'acide sulfurique de 1,85 de densité, et étendu de 1 partie d'eau. La gélatine qui en résulte est placée dans un entonnoir sur du verre pilé. Il s'écoule un liquide clair qu'on reçoit dans un flacon contenant de l'eau distillée; il se forme ainsi un précipité qu'on lave exactement par l'eau, l'alcool et l'éther.

Ainsi préparée et séchée à 140°, cette matière renferme 0,70 pour 100 de cendres; sa composition peut être représentée par 1 équivalent d'amidon, et un quart d'équivalent d'eau.

A l'état pur, elle se dissout dans l'acide nitrique, en s'oxydant; dans l'acide hydrochlorique, elle s'altère également, mais l'acide sulfurique n'agit sur elle qu'à l'état concentré et à chaud. Elle se dissout dans la potasse sans se modifier; l'acide acétique la précipite de cette dissolution.

403. — Analyse de la graine d'araucaria ridolfiana ; par M. Piria (*Annuario italiano di Fisica e di Chimica*, 1846, p. 202).

Les graines séchées dans le vide à la température ordinaire ont donné les résultats analytiques qui suivent :

Substance huileuse, soluble dans l'éther et insoluble dans l'alcool	2,35
Sucre	3,79
Caséine	18,34
Fibre ligneuse	1,66
Amidon	69,58
Sels minéraux	3,74
Perte	0,64

Le manque de matière a empêché M. Piria d'examiner l'espèce de sucre qu'il a trouvé dans ces graines.

404. — Analyse du fruit de concombre; par M. Zeuneck (*Archiv der Pharmacie*, t. CII, p. 182).

100 parties renferment :

Eau	89,5
Matière sèche	10,5

La matière sèche est composée de :

Fibrine végétale	15,91
Acide pectique	1,69
Amidon de sucre	13,20
Matière colorante jaune	0,88
Sucre	48,30
Substances minérales solubles	9,11
» » insolubles	6,72
Perte	9,29

405. — Sur une variété de potiron, nommée l'ami des pauvres; par M. Braconnot (*Annales de Chimie et de Physique*, 3e série, t. XX, p. 357).

Ce potiron est une variété du *cucurbita pepo;* il est originaire de l'île de Corfou, et il a été préconisé comme une nouvelle base alimentaire, de là son nom.

M. Braconnot en a analysé la chair, et comparé les résultats avec ceux qu'a fournis la chair du potiron ordinaire.

	Potiron ordinaire.	Potiron l'ami des pauvres.
Eau	93,48	95,40
Phosphate de chaux	0,12	0,09
» potasse	0,06	0,04
Fibre ligneuse	1,32	0,93
Malate de potasse environ	0,57	0,43
Albumine	0,39	0,26
Graisse jaune orangé	0,06	0,04
Matière animale	1,10	0,77
» mucilagineuse	2,90	2,04
Sel d'ammoniaque, chlorure de potassium, sulfate de potasse	indices.	

406. — Analyse chimique des pommes de terre malades; par M. de La Marck (*Archiv der Pharmacie*, t. XCIX, p. 35).

500 grammes de pommes de terre malades renferment :

Amidon	67
Albumine végétale	3
Mucilage, matière extractive	12
Sels, acide libre	12
Fibres contenant de l'amidon	82
Eau	386

Une baguette imprégnée d'acide hydrochlorique donnait des vapeurs blanches ammoniacales lorsqu'on l'approchait d'une tranche de ces tubercules récemment coupée.

M. de La Marck a enlevé au couteau les parties malades pour voir si elles renferment de la solanine. 5 kilogrammes en ont donné $1^{gr},5$.

407. — Analyse de la rhubarbe; par MM. Bley et Diesel (*Archiv der Pharmacie*, t. XCIX, p. 121).

On cultive depuis quelque temps dans le nord de l'Allemagne une espèce de rhubarbe originaire de l'Himalaya et connue sous le nom de *rheum australe*, Don.

MM. Bley et Diesel l'ont trouvée formée de :

Pectine et amidon	10,55
Sels et fibres végétales	56,00
Acide chrysophanique	7,50
Phaïorétine	9,43
Aporétine	3,50
Acides gallique et tannique	6,50
Sucre, eau et perte	3,51

408. — Sur le lycopode; par M. Ducom (*Journal de Pharmacie et de Chimie*, t. XII, p. 132, 3e série).

L'auteur a fait l'analyse du lycopode et y a trouvé 6,18 pour 100 d'azote; il en a aussi extrait un acide gras qui renferme 67,5 à 68,5 de carbone, 9,4 à 9,9 d'hydrogène.

409. *m.* — **Recherches sur les sophistications de la farine**; par M. Donny (*Annales de Chimie et de Physique*, 3e série, t. XXI, p. 5). — **Même sujet;** par M. Martens (*L'Institut*, n° 685 p. 64 et n° 720 p. 347). — **Sur les matières azotées de la farine;** par M. Filhol (*Annales de Chimie et de Physique*, 3e série, t. XXI, p. 187. — **De l'action de la potasse caustique sur les fécules, et de son emploi pour les distinguer entre elles, etc.;** par M. Mayet (*Journal de Pharmacie*, t. XI, p. 81). — **Sur les sophistications des farines et du pain;** par M. Mareska (*Ibid.*, t. XII, p. 98).

Depuis longtemps déjà l'attention des chimistes avait été appelée sur les falsifications dont les farines de seigle et de froment sont susceptibles; plusieurs procédés, proposés pour les constater, avaient ainsi pris pied dans la science, aucun cependant ne conduisait à des résultats certains.

Cette question a été vivement reprise à la suite d'un appel fait aux savants par la Société d'encouragement de l'industrie nationale en France, pour indiquer les falsifications de la farine par la fécule.

Parmi les procédés connus, il n'y avait guère que celui de M. Gay-Lussac qui fût estimé des praticiens; on sait que ce procédé consiste à broyer la farine falsifiée par de la fécule; les grains de cette dernière, insolubles dans l'eau tant qu'ils sont intacts, s'y dissolvent quand ils ont été écrasés et rendent, par conséquent, la liqueur filtrée susceptible d'être colorée par l'iode, tandis que les grains plus fins de la farine échappent à l'action du pilon.

Tout récemment M. Martens s'est assuré que ce procédé permet

encore de reconnaître la fécule de pommes de terre dans une farine qui n'en contient que 5 pour 100.

L'emploi du microscope, recommandé d'abord par quelques habiles observateurs, et rejeté parce qu'il est inaccessible au grand nombre, a été accrédité de nouveau par suite d'une observation faite par M. Payen. Ayant projeté des grains de fécule dans de l'eau faiblement alcalisée par de la soude et placée sur un bon microscope, ce chimiste vit les globules « se gonfler considérablement, se dévider, puis s'étendre beaucoup et assez irrégulièrement pour former plusieurs plis allongés. »

En poursuivant cette observation, M. Donny remarque 1° que c'est la potasse qui convient le mieux à ce genre d'expériences; 2° que les globules de certaines farines se gonflent beaucoup mieux que d'autres, et, par exemple, que les globules de froment n'augmentent pas considérablement en volume, tandis que les grains de fécule acquièrent des dimensions relativement énormes; 3° que certaines farines sont beaucoup plus sensibles que d'autres à l'action de l'alcali, et, par exemple, que telle dissolution potassique qui suffit déjà pour faire gonfler les globules de la pomme de terre, est encore trop faible pour déterminer, dans les globules du froment, une modification appréciable à la loupe.

Cette dernière observation a conduit M. Donny au procédé qu'il décrit ainsi :

« On place sur le porte-objet de la loupe quelques parcelles de la farine suspecte; on la délaye avec quelques gouttes d'une dissolution contenant 1 $\frac{3}{4}$ pour 100 de potasse caustique, et on l'étend immédiatement en couche mince : si la farine ne contient pas de fécule, on ne remarque rien de particulier, l'alcali n'exerçant aucune action sensible sur les globules du froment; mais s'il sy trouve des globules de fécule, ceux-ci se gonflent, s'étendent et prennent l'apparence de larges plaques transparentes. »

On peut rendre le phénomène plus visible en laissant écouler le liquide après quelques instants de contact, séchant avec précaution et ajoutant ensuite quelques gouttes d'eau iodée; à l'instant même les plaques de fécule se colorent en beau bleu.

Ce procédé est également applicable à la farine de seigle frelatée par la fécule de pommes de terre; la fraude peut même se découvrir encore après la panification. Voici comment on opère :

« On prend, dans la mie du pain suspect, un fragment de la gros-

seur d'un grain de froment; on le pose sur le porte-objet de la loupe; on y ajoute deux ou trois gouttes de la dissolution alcaline; on tape très-légèrement et à petits coups redoublés sur le fragment. Par cette opération celui-ci laisse échapper dans le liquide environnant quelques globules amylacés. En examinant ceux-ci à la loupe, soit avec, soit sans addition d'iode, on ne tarde pas à voir les plaques caractéristiques de la fécule, si le pain est sophistiqué par cette substance. »

M. Mayet a également étudié cette action des liqueurs alcalines. La solution qu'il a employée était composée de 1 partie de potasse à la chaux et de 4 parties d'eau. De nombreux essais l'ont conduit à cette conclusion, que « l'introduction dans le mélange d'une quantité plus ou moins grande de fécule de pommes de terre, donne à ce mélange (en prenant une demi-heure comme terme de l'expérience) plus ou moins la consistance d'une gelée ou d'un mucilage, tandis que l'amidon, qui ne prend pas lui-même de consistance gélatineuse, peut tout au plus troubler la liqueur et la rendre opaque sans qu'elle devienne pour cela beaucoup plus épaisse. »

Ce caractère est encore bien tranché pour de l'amidon, qui renferme un dixième de fécule. De même de la farine qui contient un cinquième de fécule donne, avec la solution alcaline, une liqueur plus épaisse que la farine pure.

Les substances qui servent encore fréquemment à falsifier les farines, sont les farines des légumineuses, celles de maïs, de riz et de sarrasin.

Comme caractère distinctif des farines de légumineuses, M. Martens s'était servi, en même temps que M. Filhol, de la propriété de ces substances de laisser déposer de la légumine, quand on traite leurs infusions par de l'acide acétique.

Plus tard, M. Filhol reconnut que ce caractère n'appartenait pas exclusivement aux légumineuses, mais que certaines farines de froment cédaient à l'eau une grande quantité de caséine que l'acide acétique précipite également; de plus, il a constaté que le maïs renferme de la légumine.

MM. Donny et Mareska, qui ont aussi examiné cette réaction, lui contestent également la précision qu'on lui avait d'abord attribuée.

Les procédés de M. Donny paraissent plus concluants. Ces procédés sont au nombre de deux; l'un est applicable aux légumineuses en général.

L'autre procédé, qui ne s'adresse qu'à la farine de féveroles ou de vesces, se fonde sur la propriété de ces farines, convenablement traitées par l'acide nitrique, de rougir au contact des vapeurs ammoniacales. Cette propriété est due à un principe particulier, renfermé exclusivement dans l'endosperme, soluble dans l'eau et l'alcool. Il se présente sous l'aspect d'une matière gommeuse incolore ou jaunâtre.

Nous transcrivons le procédé : « On fait adhérer à la paroi interne d'une capsule de porcelaine une couche de la farine suspecte, et l'on a soin de ne laisser descendre aucune parcelle jusqu'au fond de la capsule; on verse au fond de ce vase, sans mouiller la farine, quelques gouttes d'acide nitrique, et, au moyen d'une lampe à esprit-de-vin, on chauffe avec précaution de manière à éviter que le réactif ne se mette en ébullition. Au bout de quelques instants la farine commence à jaunir vers le bas; quand elle est ainsi colorée jusqu'à la moitié de sa hauteur seulement, on écarte la lampe et l'on enlève ce qui reste d'acide nitrique pour le remplacer aussitôt par quelques gouttes d'ammoniaque. »

Si la farine est pure, on ne remarque aucun changement; mais s'il y a eu fraude, il se développe sur la teinte jaune du mélange de petites taches d'un rouge vif, toujours visibles à la loupe et souvent même à l'œil nu.

La confection du pain et la chaleur du four sont sans influence sur la matière dont la coloration en rouge caractérise la farine de vesces ou de féveroles.

Voici comment on opère dans ce cas-là :

« On place dans un mortier de porcelaine 50 grammes de la mie du pain suspect; on la triture avec soin tout en y versant peu à peu un demi-litre d'eau. Lorsque la masse est convertie en bouillie claire, on la verse sur un tamis de soie : le liquide qui en découle est ensuite placé dans un verre et se trouve, au bout d'une demi-heure de repos, séparé en deux couches; on enlève la couche supérieure et on l'évapore avec précaution, jusqu'à ce qu'elle ait la consistance d'un empois assez fluide; après refroidissement, on délaye ce produit dans un décilitre d'alcool à 38 ou 40°; on jette le tout sur un filtre et l'on reçoit la liqueur filtrée dans une capsule un peu spacieuse. On chauffe celle-ci pour évaporer l'alcool et, vers la fin de l'opération, on incline le vase en sens divers, de manière à ce que le résidu s'étende en couche mince sur ses parois : le tout

étant refroidi, on verse un centilitre d'éther au fond de la capsule et l'on incline celle-ci de nouveau de manière à promener le liquide, pendant une demi-minute environ, sur le résidu attaché aux parois. On jette l'éther et on chauffe *très-légèrement* pour sécher ce résidu. Lorsqu'il est bien sec, on verse au fond de la capsule quelques gouttes d'acide nitrique et l'on promène cet acide, par traînées, sur quelques parties du résidu ; on pose ensuite la capsule sur un support et l'on chauffe, en ayant soin de ne plus remuer le vase et de ne porter la flamme que sous la partie la plus basse de la capsule ; on évapore ainsi la totalité de l'acide dont les vapeurs vont, en passant, frapper les parties du résidu déjà mouillées par ce liquide. On laisse refroidir et l'on termine l'opération en faisant tomber au fond de la capsule un peu d'ammoniaque liquide. »

Avec le pain de froment falsifié on obtient ainsi des traînées colorées en rose tirant parfois sur le pourpre, et pour le pain de seigle, en rouge brique.

Sophistications par les farines légumineuses en général.

Le moyen pour constater la falsification de la farine de froment ou de seigle par une farine légumineuse quelconque, se base sur l'aspect différent qu'offrent au microscope ces farines humectées d'une dissolution potassique.

M. Donny procède de la manière suivante :

« On place un peu de farine sur le porte-objet de la loupe ; on l'étend au moyen d'une dissolution de 12 parties de potasse caustique dans 100 parties d'eau. Si la farine est pure, l'action de la potasse la transforme en une masse gommeuse dans laquelle on ne distingue aucune apparence de cellulose : dans le cas contraire, on remarque aisément la cellulose des légumineux qui ont servi à la fraude. »

L'auteur convient, du reste, que ce moyen d'investigation exige quelque peu d'expérience.

Sophistications par les farines de maïs, de riz ou de sarrasin.

Vue à la loupe, la farine de maïs offre des globules amylacés, isolés, et des fragments anguleux, translucides.

La farine du riz présente à peu près la même apparence, seule-

ment les fragments anguleux ne sont pas colorés comme ceux du maïs.

La farine de sarrasin a offert à MM. Donny et Mareska des agglomérats de fécule, à formes polyédriques, analogues à ceux du maïs et du riz.

Pour pouvoir observer convenablement, on malaxe la farine falsifiée sous un filet d'eau ; on lave l'amidon et on ne recueille que les portions qui se précipitent les premières ; c'est cette partie-là qui renferme les fragments de la farine qui a servi à la fraude.

Sophistication par la poudre de tourteaux de lin.

En laissant macérer à froid, pendant 24 heures, la farine falsifiée dans un peu d'eau pure, décantant celle-ci et y versant quelques gouttes d'une forte solution de sous-acétate de plomb, il se produit un précipité floconneux dû à la matière gommeuse de la farine de lin.

De leur côté MM. Donny et Mareska se servent de la loupe dans ce but. Il suffit, selon eux, de placer une parcelle de farine ou de mie de pain sur le porte-objet de la loupe et d'y ajouter quelques gouttes d'une dissolution potassique à 12 pour 100 d'alcali ; s'il y a fraude on ne tarde pas à observer de petits carrés ou rectangles, le plus souvent colorés en rouge brique, provenant d'une pellicule extérieure de la graine de lin.

410. — Recherches sur la fermentation et la putréfaction ; par MM. Dœpping et Struve (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLI, p. 255).

Ces recherches ont été entreprises dans le but de vérifier plusieurs faits qui, admis et contestés tour à tour, sont appelés, s'ils se confirment, à jouer un grand rôle dans l'histoire des fermentations. Ce sont les expériences de M. Helmholtz, celles de M. Gay-Lussac, et celles de M. Brendecke (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 614).

M. Helmholtz croit avoir distingué que l'air renferme *quelque chose* qui détermine la putréfaction et qui se détruit lorsqu'on le chauffe au rouge. Le travail de MM. Dœpping et Struve ne confirme pas ces résultats

Leurs recherches ont porté sur la chair musculaire associée au sucre de canne, sur la gélatine, sur les raisins, les raisins de Corinthe et les groseilles vertes. Les expériences faites à la tempéra-

ture de 25°, dans des ballons de même capacité, ont été disposées de trois manières.

1° La matière fut abandonnée à elle-même sous l'eau et en présence de l'air. 2° On fit bouillir la matière avec l'eau, et on la mit en communication avec l'atmosphère à l'aide d'un tube. 3° On fit bouillir comme dans l'expérience précédente de manière à chasser tout l'air, mais on s'arrangeait pour ne laisser arriver que de l'air préalablement dirigé dans un tube de verre chauffé au rouge.

Dans la disposition n° 1, la fermentation était établie au bout de 24 heures et la matière possédait une réaction fortement acide. Les résultats de la seconde et de la troisième disposition s'accordaient généralement; mais cette concordance ne fut bien frappante qu'avec le jus de groseilles et celui de raisins. La fermentation ne s'est établie qu'au bout de 15 jours.

Les auteurs se bornent ensuite à constater que le liquide possédait une odeur plus ou moins acide et se recouvrait de moisissure, mais ils ne s'inquiétent pas de la nature des produits.

A l'aide du microscope, ils ont observé des organismes sans mouvement, dans les produits de la putréfaction de la chair, de la gélatine et du raisin de Corinthe. Les jus fermentés de groseilles et de raisins ne renfermaient rien d'organisé.

D'après ces recherches, les auteurs croient avoir démontré que l'air chauffé au rouge n'entrave en rien la putréfaction; que si les résultats fournis par les dispositions n° 2 et n° 3 diffèrent de ceux de la disposition n° 1, cela ne tient qu'à l'ébullition prolongée qu'on a fait subir aux matières.

MM. Dœpping et Struve examinent ensuite jusqu'à quel point est nécessaire le contact immédiat entre la substance en voie de décomposition et celle à décomposer.

D'après M. Helmholtz, le contact immédiat n'est indispensable que dans la fermentation, il ne l'est pas dans la putréfaction.

On fit dissoudre du sucre de raisin dans de l'eau distillée; la liqueur filtrée fut versée dans un vase cylindrique fermé à sa partie supérieure par une vessie qui plongeait de 10 centimètres environ dans l'intérieur du vase. Une autre vessie fut adaptée à un tube ouvert par les deux bouts; cette seconde vessie contenant un mélange de levure de bière et de sucre, fut placée dans l'intérieur du vase cylindrique. Au bout de peu de temps, la fermentation s'établit et on put en suivre les progrès à l'inspection du tube.

Les auteurs expérimentent ensuite avec de l'eau sucrée bouillie au contact de l'air atmosphérique ordinaire ou préalablement chauffé au rouge; la disposition de l'appareil était la même que dans la première expérience; les deux liquides s'échangèrent par endosmose, mais la fermentation n'eut pas lieu.

Le sucre de raisins employé dans ces recherches et toutes celles qui vont suivre contenait de petites quantités d'azote. On s'est assuré que sa dissolution aqueuse ne passait pas à la fermentation au bout d'un temps assez long.

M. Helmholtz n'ayant pas réussi à reproduire l'expérience de M. Gay-Lussac, confirmée plus tard par M. de Saussure, MM. Dœpping et Struve s'attachèrent à la répéter avec beaucoup de soin dans un appareil de leur invention. Ils suivirent exactement les indications de M. Gay-Lussac, et ils virent en effet comme M. Helmholtz que l'oxygène n'est pas indispensable pour déterminer la fermentation des baies de raisin. Au bout de 24 heures, elles ont fermenté dans l'hydrogène pur contenu dans un vase traversé pendant 5 heures par un courant d'hydrogène. Dans l'acide carbonique, la réaction ne s'est déclarée qu'au bout de 24 heures.

Loin de contester l'exactitude de l'expérience de M. Gay-Lussac, les auteurs inclinent à penser que la différence des résultats est subordonnée à l'état du raisin qu'on a employé.

L'examen microscopique les conduit encore à admettre que la fermentation du jus de raisin n'est pas déterminée par la formation des cellules du ferment; cette dernière n'est que le résultat de l'action de l'air sur ce jus.

Ce grand travail se termine par quelques expériences sur le rôle des corps poreux dans la fermentation. On sait que M. Brendecke fait fermenter le sucre en présence du carbone, de la fleur de soufre et en présence d'un peu de bitartrate d'ammoniaque.

On abandonna à l'air à une température qui varia entre 17 et 40° une dissolution de sucre de raisin, dans laquelle on avait placé du papier bien lavé à la potasse et coupé en petits morceaux. Au bout de 10 jours la réaction eut lieu et bientôt on put reconnaître une odeur butyrique. Le liquide était très-acide et ne renfermait pas d'alcool. Le gaz dégagé se composait presque entièrement d'acide carbonique.

Dans une seconde expérience, le papier fut remplacé par de la paille hachée et lavée. Au bout de 2 jours, le liquide était devenu

acide et possédait une faible odeur; il n'y avait pas d'alcool, cependant il s'était dégagé de l'acide carbonique.

Dans une troisième expérience, on se servit de charbon en poudre; la réaction n'eut lieu qu'après l'addition de quelques gouttes de tartrate d'ammoniaque.

Il en fut de même de la fleur de soufre.

Ces expériences confirment celles de M. Brendecke en ce qui touche la propriété de certains corps poreux de déterminer la fermentation du sucre de raisin; elles l'infirment au contraire en ce que les auteurs n'ont pu remarquer la production de l'alcool.

Nous croyons devoir rappeler que le sucre de raisin employé renfermait des traces d'azote.

411. — Sur différents cas de fermentation; par M. FILHOL (*Annales de Chimie et de Physique,* 3e série, t. XXI, p. 188).

Dans le but d'arriver à des caractères propres aux farines alimentaires en faisant réagir les matières azotées de celles-ci sur des composés fermentescibles, M. Filhol est arrivé à des résultats peu conformes, il est vrai, à ses prévisions; mais il a reconnu ce fait curieux que presque toutes les matières azotées d'origine végétale pouvaient, dans un temps plus ou moins long, transformer l'amygdaline en essence d'amandes amères. Une infusion de farine de blé produit cet effet dans 5 à 6 heures; celle du maïs dans 3 à 4 jours; celle de haricots développe d'abord une odeur infecte à laquelle succède, au bout de 10 à 12 jours, une odeur très-pure d'essence d'amandes amères; les farines d'orge, de seigle se comportent comme celles de blé.

Une infusion de haricots, privée de légumine (par l'addition d'une eau séléniteuse qui la précipite), a été mêlée avec du sucre de canne et de la craie; au bout de 20 jours le mélange avait pris une odeur très-caractérisée d'essence de raifort.

La farine de maïs abandonnée à la fermentation a donné une petite quantité d'acide valérique.

412. — Sur les fermentations; par M. SCHMIDT (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXI, p. 168).

M. Schmidt a examiné l'influence de la levure de bière sur l'urée. Voici les résultats de ses expériences :

1° En contact avec la levure seule, l'urée se transforme en acide carbonique et en ammoniaque.

2° En présence d'un peu de sucre, l'urée ne s'attaque que quand le sucre est décomposé.

3° Une quantité donnée de levure ne décompose qu'une certaine quantité d'urée.

4° Les champignons microscopiques ne sont pas indispensables à la fermentation de l'urée.

5° Le point de départ de la fermentation du sucre ne réside pas non plus dans ces végétaux cellulaires. Du lait d'amandes additionné d'urée est entré en fermentation au bout de 4 heures; il a fermenté de même au bout de 10 et 12 heures, en présence du sucre de raisin. Les cellules du ferment n'ont commencé à se montrer qu'au bout de 48 heures, et se développent rapidement; si alors on les introduit dans une dissolution de sucre de raisin, elles y déterminent une faible fermentation qui cesse bientôt.

6° Le résidu du ferment a été le même dans la dissolution sucrée pure et dans celle qui était additionnée d'urée.

7° La chair musculaire, la gélatine, le ferment, etc., en décomposition, perdent toutes traces de putréfaction dans l'eau sucrée; la fermentation s'établit dans peu d'heures; il se forme des cellules et beaucoup d'alcool. Le résidu ne renferme pas de mannite.

M. Schmidt a repris l'expérience de M. Ludersdorff (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 614) ; mais il a constaté que la division du ferment altère sa composition; le ferment broyé ne contient plus la même quantité d'azote et de phosphate ammoniaco-magnésien que le ferment naturel.

Le ferment broyé a produit constamment de l'acide lactique avec l'eau sucrée.

Enfin, avec l'émulsine, l'urée fermente plus vite que le sucre.

413. — Sur le fermentoleum de la chélidoine; par M. Bley (*Archiv der Pharmacie*, t. XCVIII, p. 156).

Cette huile se produit en petite quantité quand on abandonne dans l'eau, au contact de l'air, la chélidoine coupée en petits morceaux; elle est moins dense que l'eau; son odeur est celle du vin; sa saveur est salée et mordicante.

Elle est peu soluble dans l'eau, rougit le tournesol, devient brune

au contact de l'acide sulfurique fumant, dissout l'iode, et se mélange aisément aux huiles grasses et essentielles.

414. — Recherches sur quelques bonnes qualités de vins du Rhin et sur la fermentation complémentaire; par M. Frésénius (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXIII, p. 384). — **Étude sur les cépages de la Bourgogne;** par M. Bouchardat (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIV, p. 423).

Les vins examinés par M. Frésénius sont ceux de Hohenheim (I), de Markobrunn (II), de Steinberg (III), et de Steinberg première qualité (IV). Il en a déterminé l'alcool, le sucre, l'acide libre, la matière extractive et l'eau.

L'alcool fut retiré par distillation ; on en détermina la densité.

Le sucre fut extrait du résidu du vin évaporé avec précaution, puis introduit, avec une quantité connue de levure de bière, dans l'appareil imaginé par MM. Frésénius et Will (voy. plus haut, p. 83) pour doser l'acide carbonique. La diminution de poids de l'appareil, en d'autres termes, l'acide carbonique dégagé, servit à calculer le sucre employé.

L'acide libre fut dosé par la méthode acidimétrique de MM. Frésénius et Will, qui consiste à introduire dans l'appareil décrit plus haut, une quantité connue de vin, avec un excès de bicarbonate de soude. Cette méthode, qui donne des résultats très-concordants, est insuffisante pour indiquer les proportions relatives des différents acides que le vin peut contenir.

Le résidu de l'évaporation d'une quantité connue de vin fut séché à 100°, et dosé comme matière extractive.

Résultats :

	I.	II.	III.	IV.
Eau..................	85,079 ..	83,681 ..	84,384 ..	78,275
Matière extractive.....	4,214 ..	5,178 ..	5,559 ..	10,555
Sucre de raisin anhydre.	3,580 ..	4,521 ..	4,491 ..	8,628
Acide libre considéré comme acide tartrique.	0,556 ..	0,533 ..	0,497 ..	0,424
Alcool................	10,707 ..	11,141 ..	10,067 ..	10,170

Il suit de là, qu'avant la fermentation, le moût devait contenir, pour 100, les quantités suivantes de sucre cristallisé :

I.	II.	III.	IV.
26,97	28,87	26,53	31,31

Or, comme les qualités relatives des vins examinés augmentent de I à IV, on peut déduire des résultats précédents :

1. Le vin est d'autant meilleur :

a) Qu'il renferme moins d'acide ; *b*) qu'il est plus riche en sucre ; *c*) qu'il contient plus d'extrait.

2. Relativement à la bonté du vin, la quantité d'alcool est sans influence dans des vins semblables.

3. La densité du vin ne permet pas de conclure sur sa qualité.

Ce travail est suivi de quelques considérations sur la fermentation complémentaire, et qui suit, comme on sait, la première fermentation : celle-ci cesse dès que l'alcool produit est en quantité suffisante pour l'interrompre, quand la température initiale se maintient ; de là vient que les quatre échantillons de vins analysés renferment sensiblement les mêmes proportions d'alcool, quoique les quantités de sucre diffèrent ; mais sitôt que la température s'élève, la fermentation doit recommencer. Au mois de juillet, les vins cités étaient en effet mousseux.

M. Frésénius déduit de là la nécessité des caves bien fraîches ou disposées de manière à permettre en été le rafraîchissement des tonneaux.

Le travail de M. Bouchardat est exclusivement du domaine de l'économie rurale. Nous devons donc renvoyer le lecteur au mémoire de l'auteur.

415. — Sur les houilles de la Hongrie ; par M. Nendtvich (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLI, p. 8).

Nous nous bornerons à extraire la partie chimique de ce travail.

Dans la réduction en centièmes du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène, on a fait abstraction des cendres. Le poids du carbone a été pris = 74,12.

ORIGINE.	DENSITÉ.	CENDRES.	CARBONE.	HYDROGÈNE.	OXYGÈNE.	PERTE par calcination.	QUANTITÉ de coke.
Funskirchen..........	1,356	10,69	86,885	4,375	8,740	13,53	86,47
Id. d'une autre mine.	1,313	5,82	88,30	4,80	6,90	17,18	82,82
Szabolcs..............	1, 35	10,33	89,695	5,035	5,270	18,45	81,55
Id. de Babara.....	1,378	11,415	83,765	4,970	11,265	22,19	77,81
Vassas, mine de mickel.	1,291	2,91	88,76	6,04	6,20	23,18	77,82
Id. houille sphérique.	1,339	12.05	86,72	5,09	8,19	21,43	78,57
Banat, mine de Purkarv.	1 517	1,605	85,295	5,055	9,650	26,89	73,11
» de Gerlisty.	1,282	2,395	84,480	4,925	9,595	29,04	70,96
» de Mark...	1,287	2,615	84,54	4,96	10,50	31,83	68,17
» de Simon..	1,423	10,53	82,545	4,350	13,105	23,67	—
Tokodt, comital de grau.	1,494	10,995	67,495	4,705	27,800	31,30	—
Csolnok. » .	1,359	5,66	71,555	3,190	23,255	—	—
Sarisap. » .	1,403	9,41	67,85	4,93	27,22	38,77	—
Isemle, » de Comorne.	1,347	4,35	61,995	4,790	53,315	40,45	—
Bois de cèdre..........	—	0,80	49,70	5,91	44,39	—	—

416. — Sur la houille de Toscane; par M. LA CAVA (*Communiqué par l'auteur*).

Voici le tableau des recherches analytiques faites par M. La Cava :

	I.	II.
Matière volatile.........	42,43 43,46	39,2 38,74
Coke.................	57,57 51,54	60,7 61,27
Carbone...............	62,00	76,49
Hydrogène.............	5,00	4,86
Oxygène..............	17,83	13,01
Azote................	0,92	0,93
Cendres...............	14,25	4,71

Le n° I est de la houille maigre du *Monte Massi*.
Le n° II est de la houille grasse du *Monte Bamboli*.

417. — De l'existence de l'iode et du brome dans la houille de Silésie; par M. DUFLOS (*Journal de Chimie médicale*, 3e série, t. III, p. 502).

M. Duflos humecte d'une lessive de soude caustique la houille

pulvérisée ; il incinère ce mélange, et retire des cendres de l'iode et du brome ; le charbon avait été pris dans plusieurs localités de la Silésie.

M. Bley a rencontré aussi ces deux corps dans la houille de Bernburg.

On sait que le premier fait de cette nature a été signalé par M. Bussy, qui a trouvé de l'iode dans la houille de Commentry (Allier).

418. — Carbonisation par voie humide; par M. Gœppert (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXII, p. 174).

L'auteur place la substance ligneuse dans de l'eau, et il abandonne le tout à l'air pendant un temps plus ou moins long. La température du milieu était de 100° pendant le jour, et de 60 à 75° pendant la nuit. Certains végétaux lui ont fourni ainsi, au bout d'un an, une substance qu'il était impossible de distinguer du lignite par ses propriétés extérieures. D'autres matières n'avaient subi cette transformation qu'au bout de deux ans.

Pour arriver à obtenir un produit semblable à la houille, M. Gœppert conseille d'ajouter à l'eau une très-petite quantité de sulfate de fer.

Dans les mêmes conditions, et au bout d'une année, la térébenthine de Venise, renfermant des fragments de rameau de mélèze, avait perdu presque entièrement sa solubilité dans l'alcool, se rapprochant ainsi du succin, qui n'est que fort peu soluble dans ce liquide.

419. — Sur certaines circonstances relatives à la formation de la tourbe; par MM. Moride et Bobierre (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIII, p. 1139).

Les auteurs ont observé qu'en plaçant du phosphate de chaux dans un mélange des diverses plantes que l'on rencontre dans la tourbe, et abandonnant le tout à lui-même, le phosphate devient soluble, après que les substances végétales ont passé à la fermentation.

Ce changement de propriété du phosphate de chaux, dû aux acides acétique et carbonique formés durant la fermentation, n'a rien d'extraordinaire ; aussi les auteurs ne publient-ils cette observation qu'à titre de document et à l'appui de la théorie de M. Dumas (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 779).

420. — Sur une matière noire formée à la suite d'un tremblement de terre; par M. Gregory (*Annalen der Chemie und Pharmacie,* t. LXI, p. 365).

Cette substance noire a été observée sur le lac Dochart, mais en petite quantité seulement. Dans la nuit du 22 novembre 1846, à la suite d'un tremblement de terre, elle s'est montrée en grande abondance.

C'était une poudre fine se délayant dans l'eau en lui communiquant la couleur et jusqu'à un certain point les propriétés de l'encre. Elle ne renfermait que des traces de cendres, et a fourni par l'analyse les résultats suivants :

Carbone	76,712
Oxygène	18,582
Hydrogène	4,706

421. — Sur les engrais; par M. Dive (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences,* t. XXIV, p. 184).

L'auteur a été conduit à admettre qu'en mêlant convenablement des substances contenant du tanin on s'opposerait à l'évaporation des principes azotés qui, faute de cette précaution, se dissipent en partie dans l'atmosphère sans aucune utilité.

422. — De l'action du sel sur la végétation, et de son emploi en agriculture; par M. Becquerel (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences,* t. XXV, p. 513).

Le but que M. Becquerel s'est proposé dans ce mémoire a été d'indiquer la marche à suivre dans les expériences qui ont pour but de déterminer le rôle que joue le sel marin comme amendement en agriculture, avec ou sans le concours des engrais azotés.

Ne pouvant reproduire le travail de M. Becquerel, nous nous bornerons à en transcrire les conclusions :

1° Le sel marin retarde et détruit même en partie la germination des graines de ray-grass et de moutarde blanche;

2° Il détruit complétement celle du froment et de la vesce ;

3° Il occasionne un petit retard dans la germination et la végétation de quelques plantes ;

4° Le sel en solution paraît nuire, en général, à la germination;

suivant les proportions employées, il altère ou détruit les embryons;

5° Quand la germination est achevée hors de l'influence du sel et que les jeunes plantes sont sorties de terre, on peut les soumettre au régime salé par l'intermédiaire de l'eau, même à forte dose, sans craindre d'altérer les tissus.

423. — Sur la préparation du phosphate ammoniaco-magnésien au moyen de l'urine; par M. Boussingault (*Annales de Chimie et de Physique,* 3e série, t. XX, p. 117).

Dans l'*Annuaire de Chimie,* 1846, p. 655, il a été question d'un procédé proposé par M. Stenhouse pour tirer parti de l'acide phosphorique des urines, et qui consiste à traiter ces dernières par un lait de chaux.

M. Boussingault propose de verser dans l'urine une dissolution magnésienne et d'abandonner au repos; l'urine peut fournir environ 7 pour 100 de phosphate ammoniaco-magnésien.

Ce moyen permet non-seulement d'utiliser l'acide phosphorique, mais encore l'ammoniaque, et d'atténuer en même temps l'odeur infecte de l'urine en putréfaction.

424. — Sur l'analyse des cendres de plantes; par M. H. Rose (*Annalen der Physik und Chemie,* t. LXX, p. 449). — **Sur le dosage des substances fixes dans les matières organiques;** par M. Heintz (*Journal für prakt. Chemie,* t. XLII, p. 139).

Les résultats contradictoires que les différents chimistes ont obtenus dans l'analyse des cendres d'une même matière organique, ont engagé M. H. Rose à rechercher une méthode préférable à celles qui ont été suivies jusqu'à ce jour.

Son attention a été portée surtout sur les moyens d'éviter la volatilisation des chlorures alcalins, de l'acide phosphorique et de l'acide carbonique. Il propose donc de carboniser la substance au rouge faible dans un creuset de platine couvert, ou à défaut, dans un creuset de Hesse, et de traiter le charbon par l'eau chaude d'abord, puis par l'acide hydrochlorique. La première dissolution renferme les sels alcalins, la deuxième contient les phosphates terreux et le peroxyde de fer.

Quand le charbon a été ainsi lavé, on l'introduit dans un creuset en porcelaine muni d'un couvercle percé d'un trou dans lequel s'engage un tube courbé, en argent; ce tube est destiné à amener de

l'oxygène sur le charbon. La combustion marche très-vite et l'on obtient ainsi une nouvelle quantité de cendres soumise à l'analyse avec les produits solubles de la carbonisation.

Mettant en usage ce mode d'incinération, M. H. Rose a fait constater par ses élèves que les cendres de pois contiennent jusqu'à 27 pour 100 d'acide carbonique, quand les analyses antérieures n'en signalaient pas la présence.

Toutefois nous ferons remarquer que par une méthode analogue à celle de M. Rose, M. Rammelsberg a trouvé des résultats bien différents quant à ces proportions d'acide carbonique contenu dans les cendres de pois (voy. plus bas).

M. Heintz est arrivé à la même méthode de carbonisation; néanmoins il a remarqué que, même à cette température, il se perd encore de l'acide carbonique par suite de l'action des phosphates bibasiques sur les carbonates alcalins.

Comme il est impossible d'éviter cette perte, et qu'il est d'ailleurs constant que les phosphates des végétaux ne peuvent pas s'y trouver à l'état tribasique, M. Heintz propose de doser l'acide carbonique en faisant digérer la masse carbonisée, avec de l'acide hydrochlorique, d'évaporer la liqueur et de calciner légèrement le résidu dont on détermine le chlore. En retranchant de ce chlore celui que la substance organique renferme à l'état pur, on obtient un nombre qui représente la quantité d'acide carbonique déplacée.

M. Heintz a pu s'assurer que le $PhO^5,3NaO$ se transforme par cette méthode en $PhO^5,2NaO + HO$ et en chlorure de sodium.

425. — Sur la distribution des substances inorganiques dans les différentes parties des plantes; par M. Rammelsberg (*Annalen der Physik und Chemie,* t. LXXI, p. 151).

M. Rammelsberg a examiné les cendres de la graine et de la tige de pois et de colza.

Le procédé qu'il a suivi ne diffère en rien de celui proposé par M. H. Rose.

Cendres fournies par 100 parties de substances :

Colza.	graine........	4,54
	paille.........	5,21
Pois..	graine........	3,28
	paille.........	4,15

Les cendres étaient composées comme l'indique le tableau suivant :

	COLZA.	
	Graine.	Paille.
Potasse	25,18	8,13
Soude	»	19,82
Chaux	12,91	20,05
Magnésie	11,39	2,56 (Magnésie et Sesquioxyde de fer)
Sesquioxyde de fer	0,62	
Acide phosphorique	45,95	4,76
Acide sulfurique	0,53	7,60
Acide carbonique	2,20	16,31
Acide hydrochlorique	0,11	19,93
Silice	1,11	0,84

	POIS.	
	Graine.	Paille.
Potasse	43,09	8,20
Soude	»	12,50
Chaux	4,77	30,53
Magnésie / Peroxyde de fer	8,06	6,93
Acide phosphorique	40,56	9,21
Acide sulfurique	0,44	7,01
Acide carbonique	0,79	17,36
Acide hydrochlorique	1,96	7,15
Silice	0,33	0,62

La partie soluble dans l'eau était composée de :

	COLZA.		POIS.	
	Graine.	Paille.	Graine.	Paille.
Potasse	3,08	7,33	7,47	6,74
Soude	»	18,63	»	9,90
Chaux	»	»	0,03	0,29
Magnésie	»	»	0,15	0,15
Acide phosphorique	1,74	»	2,10	0,64
Acide sulfurique	0,53	7,60	0,44	5,30
Acide carbonique	0,42	4,77	0,79	4,75
Acide hydrochlorique	0,11	19,93	1,96	7,15

On voit que les graines de colza et de pois contiennent de la potasse, mais pas de soude. La paille renferme au contraire l'un et l'autre de ces deux alcalis. La chaux domine dans la paille; la magnésie se rencontre de préférence dans la graine. L'acide phosphorique se trouve en petite quantité dans la paille; il abonde dans la graine; c'est l'inverse pour les chlorures métalliques et les sulfates.

M. Rammelsberg discute ensuite les résultats analytiques obtenus antérieurement par différents chimistes, mais il se voit obligé de renoncer, quant à présent, à conclure sur le mode de distribution des matières inorganiques dans les plantes.

426. — Sur la proportion de soufre et de phosphore contenue dans divers produits agricoles; par M. Clifton Sorby (*Philosophical Magazine,* 3e série, t. XXX, p. 330).

La méthode analytique suivie par M. Sorby consiste à opérer la combustion de la plante à l'aide de l'acide nitrique pur, en favorisant la réaction par une douce chaleur. Quand la matière organique est réduite à l'état d'une masse pulpeuse jaunâtre, on ajoute de l'eau, et l'on fait bouillir. Dans la liqueur refroidie et filtrée, un sel de baryte précipite le soufre à l'état de sulfate de baryte, qui est calciné et pesé.

Pour doser le phosphore dans la liqueur séparée du sulfate de baryte, voici les précautions indiquées par M. Sorby. On ajoute de l'acétate de plomb, puis de l'ammoniaque en faible excès. Le précipité, lavé, puis desséché est calciné avec précaution dans un creuset de porcelaine, à la chaleur de la lampe. Le mélange de phosphate de plomb, d'oxyde et de plomb métallique ainsi obtenu est dissous dans l'acide nitrique; on ajoute alors de l'ammoniaque jusqu'à formation d'un volumineux précipité de sous-nitrate. Le phosphate de plomb reste seul insoluble lorsqu'on vient à traiter par l'acide acétique; après un repos convenable, ce sel est recueilli, puis calciné et pesé après les lavages nécessaires.

M. Sorby s'est assuré que le phosphate de plomb ainsi obtenu correspond à la formule :

$$PhO^5,3PbO.$$

Nous rappellerons que de son côté, M. Heintz s'est basé sur l'in-

solubilité du phosphate de plomb dans l'acide acétique pour doser le phosphore (voy. plus haut, p. 51).

Les plantes dont M. Sorby a entrepris l'analyse ont été recueillies dans les champs, et séchées à 100°, jusqu'à ce que le poids restât constant.

Dans le tableau suivant la proportion du soufre et du phosphore est rapportée à 100 parties de la plante desséchée à 100°.

NOMS DES PLANTES.	SOUFRE.	PHOSPHORE.
Quatre espèces d'herbe (*poa palustris et trivialis, festuca pratensis, cynosurus cristatus*)....	0,165	0,164
Ray-grass (*lolium perenne*)..................	0,310	0,183
Ray-grass italien.......	0,329	0,145
Trèfle rouge (*trifolium pratense*)............	0,107	0,149
Idem.	0,087	0,131
Trèfle blanc très-beau (*trifolium repens*)......	0,099	0,183
Idem. ordinaire...	0,151	0,139
Luzerne (*medicago lupulina*)................	0,136	0,052
Luzerne (*medicago sativa*)..................	0,274	0,046
Idem.	0,452	0,215
Idem.	0,293	0,353
Vesce (*vicia sativa*)........................	0,178	0,183
Pommes de terre (*solanum tuberosum*)........	0,094	0,213
Idem. fanes........................	0,389	0,357
Idem. fruit..............	0,071	0,597
Pommes de terre américaines	0,082	0,212
Idem. fanes.	0,206	0,483
Carottes (*daucus carota*)...........	0,092	0,255
Idem. fanes........................	0,745	0,382
Betteraves (*beta altissima*)..........	0,058	0,190
Idem. fanes...	0,502	0,293
Navets (*brassica rapa*)......................	0,351	0,352
Idem.	0,421	0,346
Idem. fanes........................	0,758	0,360
Idem.	0,615	0,380
Navets de Suède (*brassica oleracea*)...	0,435	0,172
Idem. fanes........................	0,458	0,250
Navette (*brassica oleifera*)...................	0,448	0,233
Autre espèce de rave (*brassica campestris*).....	0,431	0,267
Froment (*triticum vulgare*), plante entière, juste après la floraison....	0,151	0,248
Idem.	0,170	0,140

NOMS DES PLANTES.	SOUFRE.	PHOSPHORE.
Épis du froment au moment où le grain était encore laiteux	0,075	0,271
Paille de froment idem.	0,240	0,132
Épis du froment arrivé à l'état de maturité	0,090	0,336
Paille de froment idem.	0,213	0,043
Froment rouge	0,070	0,363
Idem. paille	0,293	0,079
Froment blanc, récolté dans le même champ que le froment rouge	0,054	0,366
Idem. paille	0,207	0,112
Froment (autre échantillon)	0,051	0,410
Idem. menue paille du grain	0,091	0,252
Orge très-beau (*hordeum distichum*)	0,066	0,498
Idem. paille	0,390	0,087
Orge (plant chétif)	0,040	0,367
Idem. paille	0,191	0,065
Orge en fleur	0,313	0,236
Avoine (*avena sativa*), immédiatement avant la floraison	0,226	0,194
Idem. en fleur	0,189	0,189
Avoine verte	0,125	0,317
Idem. paille	0,329	0,128
Avoine noire de Tartarie	0,080	0,381
Idem. paille	0,271	0,110
Avoine blanche	0,090	0,334
Idem. paille	0,401	0,153
Avoine blanche (autre échantillon)	0,074	0,382
Idem. paille	0,195	0,057
Épis de seigle encore jeune (*secale cereale*)	0,073	0,076
Idem. paille	0,099	0,153
Seigle	0,051	0,160
Fèves (*vicia faba*) en fleur	0,045	0,258
Fèves	0,071	0,600
Idem. tige	0,148	0,233
Pois (*pisum sativum*)	0,158	0,206
Idem. tige	0,214	0,076
Houblon (*humulus lupulus*)	0,127	0,574
Vrilles du houblon	0,091	0,138

M. Sorby fait observer que souvent la même plante a présenté

des différences très-notables, probablement suivant qu'elle avait végété sur tel ou tel terrain. En général, plus un échantillon était de bonne qualité, plus aussi a été grande la quantité de soufre et de phosphore. Quand, dans une récolte de froment, on laisse le grain arriver à maturité, la proportion de phosphore augmente relativement au poids total; mais elle diminue dans la paille.

L'auteur croit que ses analyses pourraient conduire à quelques inductions utiles dans la pratique; et, pour en présenter un exemple, il donne le tableau de la quantité de sulfate et de phosphate de chaux qu'une récolte d'un certain poids, de quelques-unes des plantes le plus communément cultivées, enlève au sol sur une étendue donnée; c'est ainsi qu'il trouve qu'une récolte de froment du poids de 700 kilogrammes de grain et 1000 kilogrammes de paille par acre de 40 ares, enlève au sol sur lequel elle a végété 20 à 25 kilogrammes de sulfate de chaux, et 23 à 30 kilogrammes de phosphate de la même base.

427. — Sur le soufre des graines cultivées; par M. O. L. Erdmann (*Journal für prakt. Chemie*, t. XXXIX, p. 275; et t. XLI, p. 89).

M. Erdmann insiste d'abord sur la différence des résultats qu'on obtient par l'incinération des substances organiques, puis il signale la volatilisation du phosphore, du chlore et du soufre comme cause de ces différences.

En opérant sur le végétal sans incinération préalable, M. Erdmann a constaté 0,66 pour 100 de soufre, tandis qu'à l'aide de l'incinération, il n'a pu en trouver que 0,12 pour 100.

Pour doser le soufre, M. Erdmann conseille de faire bouillir, les graines écrasées, avec de l'acide nitrique étendu et du chlorate de potasse. Les graines se divisent en une masse pâteuse, et cèdent tout leur soufre à la liqueur, de sorte qu'on n'a plus qu'à précipiter par le chlorure de barium.

C'est par ce moyen qu'ont été faites les déterminations suivantes :

	NAVET (Brassica napus).	MOUTARDE noire.	MOUTARDE blanche.	TRÈFLE (Trifolium pratense).	(Trifolium repens).	POIS. 1re expérience.	POIS. 2e expérience.	HARICOTS BLANCS (Phaseolus vulgaris).	LENTILLE. (Ervum lens).	(Camelina sativa). (Myagrum sativum).
Eau perdue par la dessiccation à 100°	12,45	10,3	10,0	»	»		8,57	»	»	9,66
Soufre retiré des graines desséchées; en moyenne......	0,70	1,17	1,05	0,122	0,081	0,098	0,425	0,04	0,11	0,253

Contrairement aux résultats obtenus dans le laboratoire de Giessen, M. Erdmann annonce qu'il n'a pu constater la présence de la soude dans les graines analysées en suivant la méthode de MM. Frésénius et Will.

Il publie ensuite quelques analyses de pois et de colza qui confirment jusqu'à un certain point les données de M. Rammelsberg.

	POIS.		COLZA.
	Graines.	Paille.	Graines.
Cendres..........	3,34	8,28	4,03
Potasse...........	40,70	33,3	22,70
Sodium..........	»	1,5	»
Phosphate de sesquioxyde de fer..	1,47	1,4	2,25
Chaux...........	2,21	19,2	14,65
Magnésie.........	7,03	3,9	12,03
Acide sulfurique...	4,17	6,6	0,89
— phosphorique	44,42	6,9	47,57
— carbonique..	»	5,2	»
Chlore..........	»	13,46	»
Silice...........	»	7,6	»
Sable............	»	3,8	»

428. — Analyse des cendres du sucre brut de la canne à sucre, et de la mélasse; par M. Richardson (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLII, p. 319).

	Cendres du sucre brut.	Cendres de la mélasse.
Potasse	22,84	30,50
Soude	7,69	11,30
Chaux	13,69	10,42
Magnésie	10,00	9,13
Sesquioxyde de fer	6,11	2,15
Oxyde de cuivre	0,66	traces
Protoxyde de manganèse	traces	
Acide sulfurique	10,12	6,48
Silice	12,68	1,58
Acide carbonique	2,32	10,04
Chlore	12,20	13,33
Charbon		11,78

429. — Analyse des cendres de noyer; par M. Muller (*Archiv der Pharmacie*, t. CI, p. 39). — **Sur le même sujet;** par M. Glasson (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXI, p. 343).

M. Muller a examiné les cendres fournies par les feuilles et le brou d'un noyer des environs de Soest.

1000 parties de feuilles sèches ont laissé 100 parties de cendres composées de

Chlorure de sodium	12,25
Carbonate de potasse	25,30
Sulfate de chaux	2,45
Phosphate de magnésie	13,60
» de protoxyde de manganèse	1,33
» de sesquioxyde de fer	6,25
» de chaux	12,88
Carbonate de chaux	15,85
Silice	10,09

1000 parties de brou ont donné 140 parties de cendres composées de :

Chlorure de sodium	17,85
Carbonate de potasse	35,45
Sulfate de chaux	3,10
Phosphate de magnésie	17,25
» de protoxyde de manganèse	2,30
» de peroxyde de fer	8,68
» de chaux	15,07
Carbonate de chaux	20,25
Silice	20,05

De son côté, M. Glasson a analysé les cendres de noix ; il a obtenu, par l'incinération, 0,667 pour 100 de matières fixes. Abstraction faite du charbon et du sable, 100 parties étaient formées de :

Potasse	27,12
Chaux	19,98
Magnésie	7,72
Peroxyde de fer	0,73
Acide phosphorique	35,61
Sulfate de chaux	3,88
Chlorure de potassium	0,80
Acide carbonique	2,93
Silice	1,13

430. — Analyse des cendres du spirogyra quinina ; par M. Van der Marck (*Archiv der Pharmacie*, t. CI, p. 156).

1000 parties de plantes fraîches ont donné 24,80 de matière desséchée, qui fournit 2,794 de cendres.

100 parties d'algues sèches donnent, après la combustion, 4,03.

100 parties de cendres sont formées de :

Chlorure de sodium	35,8
Carbonate de chaux	1,5
Carbonate de magnésie	9,3
Phosphate de chaux	18,4
Phosphate de magnésie	3,4
Peroxyde de fer	traces
Silice	31,6

La plante desséchée à 100° renferme en outre 7,5 pour 100 d'azote.

431. — Sur la présence de l'alumine dans les plantes; par M. Wittstein *Repertorium, für die Pharmacie*, t. XLIV, p. 332). — **Même sujet;** par le duc de Salm Horstmar (*Journal für prakt. Chemie*, t. XL, p. 302).

M. Wittstein annonce avoir constaté la présence de petites quantités d'alumine dans plusieurs arbrisseaux cultivés, et notamment dans l'épine-vinette et le prunier. M. Erdmann fait observer que cette alumine peut être attribuée à de la poussière adhérente à ces végétaux, ainsi que l'a observé M. Knop (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 653).

Depuis, M. le duc de Salm Horstmar a démontré la présence de 38,5 pour 100 d'alumine dans les cendres du *lycopodium complanatum.*

Il a examiné de même du genièvre (*juniperus communis*) et des *erica vulgaris*, qui croissaient à côté du *lycopodium* analysé : mais il n'a pu trouver que des traces d'alumine.

Par suite de ces résultats, l'auteur a été conduit à examiner l'action du suc de ces plantes sur le papier de tournesol, et il a vu que les racines fraîches du *lycopodium* faisaient passer au rouge la couleur bleue du tournesol, tandis que celles du genièvre et de l'*erica* étaient sans action.

432. — Analyse des cendres de la betterave rouge (beta vulgaris); par M. Etti (*Repertorium für die Pharmacie*, t. XLV, p. 187).

100 parties de cendres renferment :

Potasse.	19,515
Soude.	21,119
Peroxyde de fer.	0,095
Chaux.	3,250
Magnésie.	6,960
Chlorure de sodium.	2,355
Acide sulfurique.	2,465
Acide phosphorique.	2,395
Silicate de fer et sable.	14,116
Charbon.	4,223
Acide carbonique.	29,103

433. — Recherches sur la composition et les caractères des terrains propres à la culture du lin en Belgique, et des eaux qui servent à sa préparation. — Remarques sur la constitution chimique des cendres du lin; par M. R. Kane (*Philosophical Magazine*, 3e série, t. XXXI, p. 36 et 105).

Ainsi que l'indique le titre de son mémoire, M. Kane a eu pour but d'étudier quelques-unes des circonstances qui président à la végétation et à la préparation du lin. Il a donc analysé les cendres des différents sols, et les eaux qni servent au rouissage.

La méthode analytique mise en usage est celle de MM. Will et Frésénius; l'acide phosphorique a été dosé à l'état de phosphate de peroxyde de fer, d'après la formule $3PhO^5 + 2Fe^2O^3$, qui est celle de M. Will.

Analyses des terrains.

Les terrains soumis à l'analyse étaient tous légers, sablonneux, friables et très-perméables, ordinairement riches en matières organiques, et contenant de l'azote. L'eau bouillante leur enlevait une grande quantité de sels alcalins et terreux.

	A	B	C	D	E	X
Potasse	0,160	0,123	0,068	0,151	0,583	0,534
Soude	0,298	0,146	0,110	0,206	0,306	0,083
Peroxyde de fer	3,298	0,663	1,202	1,543	6,047	4,500
Oxyde de manganèse	traces	traces	traces	traces	traces	traces
Alumine	2,102	1,383	1,125	0,988	5,626	3,065
Chaux	0,357	0,227	0,481	0,366	3,043	5,538
Magnésie	0,202	0,153	0,140	0,142	0,105	0,052
Acide sulfurique	0,025	0,017	0,013	0,026	0,023	0,113
Acide phosphorique	0,121	0,152	0,064	0,193	0,159	0,222
Chlorure de sodium	0,017	0,030	0,067	0,009	0,023	0,067
Matières organiques et eau non dégagée par la dessiccation à 100°	3,123	2,361	4,209	3,672	5,841	5,328
Argile	14,920	9,280	5,760	4,400	17,080	»
Sable	75,080	84,065	86,797	88,385	60,947	80,702

A. Sol de Heestert, dans le district de Courtrai.

B. Sol de Escamaffles, un des meilleurs pour la culture du lin, dans le district de Courtrai.

C. Sol de Hammezog, le meilleur pour la culture du lin dans le district d'Anvers.

D. Sol d'une contrée produisant du lin sauvage, et généralement de pauvres récoltes.

E. Sol d'une contrée, en Hollande, fertile en lin.

X. Relais de mer n'ayant encore produit aucune récolte, de Crowle, dans le Lincolnshire.

Pour être propre à la culture du lin, le sol doit être perméable et poreux ; le terrain des contrées linières de la Belgique remplit parfaitement ces conditions ; il ne renferme que très-peu de chaux, tandis que l'échantillon hollandais et celui de Lincolnshire en sont riches; cette circonstance s'explique, d'après M. Kane, par les débris de coquille dus au voisinage de la mer.

Le lin peut être bon malgré cet excès de chaux ; il est remarquable que dans les contrées les plus renommées pour la bonne qualité du lin, le sol ne renferme que des traces de chaux.

Analyses des cendres du lin cultivé dans les terrains examinés.

A. Cendres fournies par un lin sauvage d'une qualité inférieure.

Par l'incinération, ce lin a donné 4,237 pour 100 de cendres. La tige, séchée à 100°, a fourni 0,982 pour 100 d'azote.

B. Lin précoce et de bonne qualité. — La tige, desséchée à 100°, a produit 0,756 pour 100 d'azote, et 0,5435 de cendres.

C. Lin de très-bonne qualité. La tige, séchée à 100°, donne 0,876 pour 100 d'azote, et 3,670 pour 100 de cendres.

D. Ce lin, presque sauvage, avait été semé le 2 mai, et récolté le 29 juillet. La plante, séchée à 100°, a produit 0,901 pour 100 d'azote, et 4,543 pour 100 de cendres.

H. Lin cultivé en Hollande, donnant 1 pour 100 d'azote, et 5,151 de cendres.

Le tableau suivant donne la composition en 100 parties de ces différentes cendres, abstraction faite du charbon et du sable.

	A	B	C	D	H
Potasse...............	7,697	22,897	22,303	25,790	18,410
Soude................	19,186	pas	14,116	0,429	10,912
Chaux................	15,379	16,483	18,525	19,098	18,374
Magnésie.............	3,446	3,332	3,933	3,648	3,023
Peroxyde de fer.......	4,501	1,523	1,100	2,281	2,360
Alumine..............	0,444	0,438	0,725	pas	1,439
Oxyde de manganèse...	traces	traces	traces	»	pas
Acide sulfurique.......	6,280	6,174	6,833	12,091	9,676
Acide phosphorique....	11,206	11,802	8,811	10,983	11,058
Acide carbonique......	20,599	25,235	16,383	9,895	13,750
Chlorure de sodium....	8,213	8,701	4,585	12,751	5,655
Silice............	3,056	3.409	2,678	3,030	5,327

Les résultats analytiques consignés dans ce tableau portent M. Kane à penser que les acides minéraux et les acides organiques peuvent, jusqu'à un certain point, se remplacer dans le lin, de manière que les proportions des sels organiques et des sulfates seraient telles que l'accroissement de l'un correspondrait à une diminution de l'autre.

On remarque que les proportions de silice varient assez peu; enfin, la proportion d'acide phosphorique est très-grande, ce qui explique pourquoi la culture du lin épuise si rapidement le sol.

Il y aurait donc intérêt à restituer au sol les eaux du rouissage; M. Kane a déjà insisté sur ce point dans un premier mémoire (*Annuaire de Chimie*, 1845, p. 453).

En faisant la somme de l'oxygène contenu dans les différentes bases minérales du lin, M. Kane est arrivé au tableau suivant :

A..................................	13,73
B..................................	10,95
C..................................	14,65
D..................................	13,45
H..................................	13,60

Si l'on fait abstraction de B qui diffère des autres, et qui ne contient presqne pas de soude, on arrive à une moyenne de 13,86 d'oxygène pour 100 des bases.

Les quantités d'oxygène paraissent donc constantes, quelle que

soit la nature des bases ; on sait que M. Liebig a déjà démontré ce fait pour d'autres végétaux. Nous verrons plus bas que cette obser-servation se confirme par l'analyse des cendres des lins d'Irlande.

Analyses des lins d'Irlande.

	1	2
Potasse	9,78	6,332
Soude	9,82	6,350
Chaux	12,33	22.699
Magnésie	7,79	4,058
Peroxyde de fer	»	13,520
Oxyde de manganèse	»	1,092
Alumine	6,08	»
Acide sulfurique	2,65	8,929
Id. phosphorique	10,84	7,002
Id. carbonique	16,95	4,107
Chlorure de sodium	»	0,901
Chlore	2,41	»
Silice	21,35	24,978

N° 1. Cette analyse, déjà publiée dans le premier mémoire de M. Kane (*Annuaire de Chimie*, 1845, p. 452), est celle du lin récolté dans les environs de Dublin.

N° 2. Lin du comté d'Armagh; séché à 100°, il a donné 8,672 pour 100 d'azote, et 5,572 pour 100 de cendres.

On voit que les lins d'Irlande contiennent de 21 à 25 pour 100 de silice, tandis que les lins de Belgique et de Hollande n'en contien-tiennent que de 3 à 5 pour 100.

Malgré la grande différence qu'il y a dans les proportions de silice que renferment les lins d'Irlande et ceux de Belgique et de Hollaude, les quantités d'oxygène des bases, en centièmes, sont presque les mêmes ; ainsi, dans le lin de Dublin, on trouve 13,41 pour 100 d'oxygène dans les bases. Le lin d'Armagh en fournit 13,66. Ces nombres sont presque identiques.

M. Kane constate de nouveau ce fait déjà annoncé précédemment que la fibre de lin préparée ne contient généralement que des traces de matières fixes.

Analyses des eaux qui servent au rouissage du lin en Belgique.

	I	II	III	IV	V
Protoxyde de fer............	0,514	6,633	2,584	6,200	1,183
Chaux......................	6,940	8,435	17,829	5,484	3,613
Magnésie....................	0,856	1,369	1,530	1,192	7,601
Soude.......................	28,620	11,607	30,232	28,298	19,277
Potasse.....................	8,740	4,181	15,762	5,405	8,205
Acide sulfurique............	8,054	8,435	11,627	9,300	5,607
Acide chlorhydrique.........	25,765	8,682	2,580	7,754	9,439
Acide phosphorique..........	traces	traces	traces	0,079	0,000
Acide carbonique........... / Matières organiques et perte..	20,511	50,658	17,856	36,288	45,075

N° I. Cet échantillon provient d'un grand étang, près de la Scheldt; il repose sur un terrain tourbeux; l'eau cependant est renouvelée par les débordements de la rivière.

100,000 parties ont laissé 51,70 parties de résidu.

Le n° II est l'eau de l'un des bassins les plus renommés pour le rouissage; cette eau était trouble, et contenait des matières organiques en suspension; elle provient de Hamme Log, en Belgique.

100,000 parties ont abandonné un résidu de 139,69 parties d'une matière d'apparence ocreuse.

N° III. Eau d'un étang semblable au n° I; mais placée dans une contrée différente. Cette eau était limpide, et ne contenait que peu de matière en suspension.

100,000 parties ont abandonné un résidu de 50,68 parties.

Le n° IV vient de la Lys, rivière très-estimée pour le rouissage. L'eau avait été recueillie en France avant d'avoir atteint les endroits où elle sert au rouissage; elle était claire et contenait des matières organiques en suspension.

100,000 parties ont donné un résidu de 45,11 parties.

Le n° V est de l'eau d'un bassin en Hollande.

100,000 parties de cette eau laissent un résidu de 42,4 parties.

M. Kane termine son travail en faisant observer que les eaux les plus renommées pour le rouissage sont très-ferrugineuses, et que généralement elles contiennent une quantité de potasse qui dépasse celle que l'on rencontre ordinairement.

434. — Sur la nutrition des végétaux; par M. Polstorff (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXII, p. 180).

Les nombreuses expériences que M. Polstorff a entreprises sur la nutrition des plantes conduisent aux conclusions suivantes :

1. L'orge peut venir parfaitement à terme dans un sol exclusivement inorganique, pourvu que ce dernier renferme les éléments minéraux des cendres de l'orge.

2. Les principes organiques de l'orge proviennent de l'atmosphère.

3. Contrairement à une opinion assez généralement reçue, la production des substances azotées n'est pas subordonnée à la richesse du sol en matières azotées. On serait plutôt tenté d'admettre une augmentation relative de substances non azotées.

4. Les différentes formes d'engrais minéral peuvent favoriser ou entraver la végétation, sans que l'on sache au juste quelle est la forme la plus convenable.

5. L'humate d'ammoniaque n'exerce pas d'influence notable sur la végétation.

6. L'engrais sous forme d'excréments fournit de meilleurs résultats que l'engrais sous forme de cendres.

7. Une plus forte hydratation des grains paraît impliquer une plus grande richesse en azote.

8. Au contraire, une augmentation de densité semble indiquer dans la graine plus de substances non azotées.

435. — Sur la nutrition des plantes; par M. le duc de Salm-Horstmar (*Journal für prakt. Chemie*, t. XXXIX, p. 270).

M. le duc de Salm-Horstmar continue les recherches que nous avons mentionnées dans l'*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 638.

Il donne aujourd'hui l'analyse des cendres de l'avoine qui a été cultivée dans un mélange de sable et d'argile calcinés, additionnés de cendres de hêtre lessivées et calcinées. La plante fut arrosée d'eau distillée contenant du nitrate d'ammoniaque.

Les grains privés de leur enveloppe ont donné 35 pour 100 de charbon. Ce dernier fut brûlé dans l'oxygène, et laissa 2,3 pour 100 de cendres composées de :

Potasse.	20,40
Magnésie.	14,30

Chaux	3,50
Soude	1,90
Acide silicique	12,54
Acide phosphorique	42,54
Acide sulfurique	1,70
Chlore	traces
Protoxyde de manganèse, peroxyde de fer et perte	3,12

La paille a produit 23 pour 100 de charbon et 6,8 pour 100 de cendres dont la composition est la suivante :

Potasse	43,90
Soude	4,00
Chaux	4,84
Magnésie	3,44
Protoxyde de manganèse et peroxyde de fer	1,47
Acide silicique	22,14
Acide sulfurique	4,50
Chlore	6,80
Acide phosphorique	0,51
Acide carbonique et perte	8,40

L'auteur s'est assuré ensuite qu'une plante non aquatique peut très-bien être élevée dans de l'eau, pourvu que cette dernière renferme les éléments minéraux que la plante trouve dans le sol.

Néanmoins, il n'a pas encore réussi à lui faire produire de fruits dans ces conditions.

436. — Analyse de l'air contenu dans les vésicules du fucus vesiculosus ; par M. J. Reiset.

Après avoir été détachées de la plante, les vésicules étaient pressées sous le mercure, entre les doigts, de manière à recueillir l'air qu'elles renfermaient. L'intérieur de ces vésicules était parfaitement sec et garni d'un léger duvet blanc.

Le fucus avait été arraché le 26 septembre 1847, à mer basse, sur les roches d'Ailly, près de Dieppe.

L'air recueilli dès le lendemain a été analysé immédiatement.

	I.	II.
Acide carbonique	0,20	0,11
Oxygène	19,10	19,04
Azote	80,70	80,85

437. — Sur la composition élémentaire de différents bois, etc.; par M. Chevandier (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIV, p. 269).

De ce mémoire, essentiellement agricole, nous extrayons ce qui concerne plus spécialement la chimie.

La nature géologique du sol ne paraît pas avoir une influence marquée sur la quantité de cendres, au moins pour les bois durs, mais elle en a une grande sur le degré de fertilité et sur l'accroissement des taillis; ce dernier est d'autant plus faible que le terrain est plus perméable.

Les quantités moyennes de cendres pour chaque espèce de bois examiné sont :

	Quantité de cendres pour 100.
Saule	2,00
Tremble	1,73
Chêne	1,65
Charme	1,62
Aune	1,38
Hêtre	1,06
Pin	1,04
Sapin	1,02
Bouleau	0,85

438. — Application des sels de fer à la végétation; par M. Gris (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXV, p. 276).

Cette note fait suite aux divers articles que M. Gris a publiés successivement (*Annuaire de Chimie* 1845, p. 494, et 1847, p. 656) sur l'application des dissolutions ferrugineuses à la végétation et spécialement au traitement des plantes chlorosées, languissantes et menacées d'une mort prochaine.

Les observations de l'auteur confirment celles des années précédentes touchant les plantes malades.

Il a fait aussi des essais sur des plantes saines; il a constaté qu'une plante quelconque (surtout de celles cultivées en pots) que l'on arrosait de sulfate de fer, comparativement à une autre absolument dans les mêmes conditions et abandonnée à la culture ordinaire, se distinguait plus ou moins de cette dernière, soit sous le rapport de son développement en hauteur, soit sous celui du nombre et de la coloration des fleurs, soit sous celui de la production des fruits.

139. — Sur la végétation de la vesce (vicia sativa); par MM. Schleiden et Schmid (*Annalen der Physik und Chemie,* t. LXXI, p. 138).

Voici les renseignements nécessaires à l'intelligence des tableaux.

Les vesces ont été semées le 15 mai 1845.

Par plantes de la première période, les auteurs entendent celles qui ont été sorties de terre le 2 juin, 17 jours après avoir été semées.

Les plantes de la seconde période sont celles récoltées le 12 juillet après 57 jours.

Les plantes de la troisième période ont été récoltées le 6 août après 82 jours.

Celles de la quatrième période furent récoltées le 3 septembre après 109 jours.

Avant d'être soumises à l'analyse, les plantes furent séchées à 115° dans un courant d'air sec.

L'azote a été dosé par le procédé de MM. Will et Varrentrapp.

Constitution chimique en 100 parties.

	Carbone.	Hydrogène.	Azote.	Oxygène.	Cendres.
Tiges.					
1re période...	44,93	6,125	9,11	31,70	8,135
2e période...	43,905	5,70	4,49	33,485	12,42
3e période...	45,40	6,11	2,93	34,02	11,54
4e période...	45,01	5,83	2,36	34,67	12,33
Semences.					
3e période...	46,21	6,34	6,53	36,71	4,21
4e période...	45,75	6,61	5,92	38,28	3,44

Cosses.

	Carbone.	Hydrogène.	Azote.	Oxygène.	Cendres.
3e période...	46,57	5,90	2,36	35,74	9,43
4e période...	45,96	5,73	1,98	35,56	10,78

Les plantes totales de la première période desséchées, ont donné 7,06 pour 100 de matières inorganiques; celles de la seconde 12,79; celles de la troisième 9,36, et celles de la quatrième 7,51 pour 100.

Distribution des substances inorganiques dans les diverses parties de la plante :

	1re période.	3e période.	4e période.
Tige..........	6,02	10,58	11,90
Racine........	9,88		
Graine........	»	4,21	3,44
Périsperme....	»	»	9,22
Cosse.........	»	9,43	10,78
Cotylédons.....	5,23	»	»

440. — Sur quelques faits relatifs à la végétation; par M. Persoz (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIV, p. 559).

M. Persoz a fait quelques recherches sur l'action fertilisante des nitrates et phosphates potassique et calcique, et sur celle de différents composés ammoniacaux. Les résultats de ces recherches n'étant pas encore de nature à permettre des conclusions, nous attendrons que l'auteur ait publié le travail qu'il annonce.

441. — Sur un nouveau produit de décomposition de l'urée; par M. Wiedemann (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLII, p. 255).

D'après M. Pelouze le nitrate d'urée se décompose à 140° en nitrate d'ammoniaque et en urée, en dégageant de l'acide carbonique et du protoxyde d'azote; si la température dépasse ce point, le protoxyde d'azote décompose l'acide cyanurique provenant de l'urée pour donner naissance à une petite quantité d'un acide peu soluble dans l'eau.

M. Wiedemann n'a pu obtenir cet acide, mais il a observé constamment dans ces circonstances la production d'un corps $C^4H^5Az^3O^4$,

très-soluble dans l'eau et dans l'alcool; l'eau l'abandonne à l'état cristallisé et uni avec 2 équivalents d'eau qu'il perd à 100°.

Ce corps a reçu le nom de *biuret*. Son mode de génération se conçoit facilement :

$$\underbrace{2C^2H^4Az^2O^2}_{\text{Urée.}} - AzH^3 = \underbrace{C^4H^5Az^3O^4}_{\text{Biuret.}}.$$

D'après cela, il paraît que sous l'influence de la chaleur l'urée se transforme d'abord en biuret, puis en acide urique. Si l'on considère l'urée comme du cyanate d'ammoniaque, le biuret sera du bicyanate d'ammoniaque.

Le biuret est soluble à froid dans l'acide sulfurique et ne s'y modifie que par une ébullition prolongée. Il se comporte dans toutes ses réactions comme un corps neutre. Comme caractères du biuret, l'auteur indique la propriété d'une dissolution de ce corps dans la potasse de se colorer en rouge intense au contact d'une dissolution de sulfate de cuivre.

442. — Sur les produits d'oxydation de l'albumine, de la fibrine et de la caséine; par M. Guckelberger (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXIV, p. 39).

M. Guckelberger a soumis ces matières animales à l'action oxydante du peroxyde de manganèse et de l'acide chromique en présence de l'acide sulfurique; il n'a examiné que les produits volatils qui sont les mêmes pour toutes les trois.

Ces produits sont :

L'aldéhyde acétique	$C^4H^4O^2$	L'acide	formique
» métacétique	$C^6H^6O^2$	»	acétique
» butyrique	$C^8H^8O^2$	»	métacétique
L'essence d'amandes amères	$C^{14}H^6O^2$	»	butyrique
Le valéronitrile	$C^{10}H^9Az$	»	valérique
L'acide cyanhydrique	C^2AzH	»	caproïque
Une huile pesante à odeur de cannelle		»	benzoïque,

et plusieurs liquides odorants qu'on n'a pu examiner faute de matière.

Caséine avec le peroxyde de manganèse et l'acide sulfurique. — La caséine obtenue en exprimant le lait caillé a été maintenue à une

température de 60 à 90° avec une dissolution faible de carbonate de soude; la pellicule qui s'est formée au bout de quelques heures fut enlevée soigneusement, et le liquide additionné d'acide sulfurique. Le précipité fut délayé à plusieurs reprises dans l'eau chaude, et exprimé. Quand les eaux de lavage étaient parfaitement limpides, on considérait la caséine comme suffisamment pure. On a évité le traitement par l'alcool et l'éther, de peur de ne pouvoir ensuite éliminer suffisamment ces deux liquides. Le peu de matière grasse adhérente se sépare d'elle-même en majeure partie après qu'on a mêlé la caséine avec l'acide sulfurique.

Les proportions qui conduisent au meilleur résultat paraissent être 1 partie de caséine sèche, 3 parties de peroxyde de manganèse, 4 parties et demie d'acide sulfurique anglais, et 30 parties d'eau. On étend d'abord l'acide sulfurique avec 2 fois son poids d'eau, on introduit dans ce mélange refroidi à 40 ou 50° la caséine pulvérisée, et on agite; au bout de quelques heures, la caséine s'est dissoute, l'acide est coloré en brun ou en violet, suivant la température, et sa surface est recouverte d'une légère couche de graisse; on abandonne cette dissolution pendant un jour, puis on la distille avec le peroxyde de manganèse dans une cornue qui ne doit être remplie qu'à moitié.

Il est bon de ne pas ajouter tout l'oxyde de manganèse à la fois; par exemple, si l'on opère avec 250 grammes de caséine, on distille cette matière avec les quantités d'eau et d'acide sulfurique prescrites; mais l'on n'ajoute que la moitié du peroxyde, l'autre moitié est ajoutée quand il ne passe plus rien : on verse en même temps la quantité d'eau nécessaire pour ramener au volume primitif. Il faut avoir soin de bien refroidir. Le liquide qui passe le premier est le plus riche; il possède une odeur forte qui provoque la toux. A mesure que l'opération avance, cette odeur fait place à une autre qui rappelle l'essence d'amandes amères; la réaction est très-acide. Le liquide fut saturé par de la craie et soumis à la distillation; le produit, rectifié plusieurs fois, finit par donner un liquide laiteux, qui se clarifia par le refroidissement en déposant quelques gouttes huileuses qui cristallisèrent à l'air. Les produits non acides furent ensuite rectifiés avec précaution; l'ébullition commença à 40°; quand elle eut cessé et que la température fut montée à 50°, on changea le récipient, et on porta la température entre 65 et 70°. Le produit se mit de nouveau à bouillir; les premières portions pos-

sédaient encore l'odeur repoussante du premier produit; à la fin cependant, l'odeur étant devenue éthérée, on remplaça de nouveau le récipient.

Durant ces opérations, le liquide de la cornue s'était séparé en deux couches; porté à 100°, il laissa dégager une huile incolore, peu soluble dans l'eau, et la surnageant. Enfin, on distilla à feu nu, et on recueillit encore à part.

Le produit bouillant à 40° fut rectifié sur du chlorure de calcium; le récipient, refroidi par de la glace, renfermait un liquide limpide, bouillant entre 23° et 28°, d'une densité de 0,796 à 15°. Il était incolore, et possédait, en un mot, les propriétés de l'aldéhyde acétique, ce qui fut confirmé par l'analyse.

Aldéhyde métacétique. — Ce corps n'a pu être isolé qu'avec beaucoup de difficulté du produit qu'on a recueilli en deuxième lieu. Il fut rectifié sur le chlorure de calcium; son point d'ébullition, qui était d'abord à 40°, monta progressivement, et dépassa bientôt 70°. Cependant, il se maintint un peu entre 55 et 60°; c'est le liquide qui passa entre ces limites qui fut examiné. Il est incolore, d'une odeur éthérée et d'une densité de 0,9 à 15°; il se mêle à l'alcool et l'éther en toute proportion; sans action sur les couleurs végétales, il s'acidifie lentement à l'air, mais rapidement en présence du noir de platine. La potasse n'exerçant aucune action sensible, et le nitrate d'argent n'étant pas réduit, on pouvait être sûr que le liquide ne renfermait plus d'aldéhyde acétique.

Le liquide qui distille entre 60 et 65° ne paraît pas différer grandement du premier; cependant, la potasse y signale la présence d'un corps étranger; car elle jaunit légèrement.

Les résultats analytiques de ces différents produits se confondent néanmoins, et conduisent également à la formule $C^6H^6O^2$. La densité de vapeur est de 2,0105, correspondant à quatre volumes de vapeur; cependant, l'auteur hésite encore sur la véritable nature de ce corps.

L'*aldéhyde butyrique* $C^8H^8O^2$, qui constitue le troisième produit, se distingue des deux précédents par sa faible solubilité dans l'eau. Son point d'ébullition est situé entre 68 et 73°; son odeur est éthérée, sa saveur est caustique, et rappelle l'aldéhyde acétique; sa densité est de 0,8 à 15°; soluble en toutes proportions dans l'alcool et l'éther: il est sans action sur les couleurs végétales, il s'acidifie promptement à l'air; la potasse le brunit immédiatement. Avec l'ammoniaque aqueuse, il forme une masse blanche cristalline presque in-

soluble dans l'eau, surtout quand elle renferme de l'ammoniaque. Avec le nitrate d'argent, il produit le miroir métallique caractéristique; il rougit avec l'acide sulfurique en s'épaississant.

Avec l'ammoniaque gazeuse, cet aldéhyde devient laiteux, et dépose des cristaux qu'on lave avec de l'eau ammoniacale pour les exprimer ensuite et les sécher sur la chaux. Leur formule est; $C^8H^8O^2,AzH^3 + 10$ aq., et ils constituent des rhomboèdres aigus, qui passent à l'état de tables modifiées sur les angles. Ils sont insolubles dans l'eau, mais solubles en toutes proportions dans l'alcool et l'éther. Une fois séchés, ces cristaux paraissent se conserver à l'air sec; mais à l'air humide, ils brunissent; ils fondent pour peu qu'on chauffe, et se subliment même sans dégager d'ammoniaque, à moins que la température ne soit très-élevée. L'auteur n'a pu examiner si le produit sublimé est encore le même qu'avant.

La potasse n'en dégage pas d'ammoniaque; on sait qu'il en est de même de la combinaison acétique; les acides en séparent l'aldéhyde butyrique non modifié.

L'insolubilité de ce composé ammoniacal dans l'eau fournit un moyen de séparation entre les aldéhydes métacétique et butyrique.

L'ensemble de ces propriétés s'accorde avec beaucoup de celles que M. Chancel a fait connaître pour le butyral obtenu par la distillation du butyrate de chaux (voy. *Annuaire de Chimie*, 1846, p. 496). Toutefois, ces deux corps diffèrent par l'action de l'ammoniaque et leur point d'ébullition. M. Guckelberger a réussi d'ailleurs à transformer son aldéhyde en acide butyrique, en le faisant bouillir avec l'oxyde d'argent; il n'hésite donc pas à déclarer ce corps comme le véritable aldéhyde butyrique en émettant l'opinion que le composé de M. Chancel est un isomère du sien.

L'auteur donne encore quelques indications sur la possibilité d'obtenir, avec cet aldéhyde, la base organique correspondante à la thialdine. Il promet des détails dans un prochain mémoire.

Le liquide qui passa en dernier lieu, et qui fut distillé à feu nu, était un mélange d'essence d'amandes amères et d'acide benzoïque, ainsi que le démontra l'analyse.

L'auteur examine ensuite les sels de chaux provenant du traitement des liquides volatils par la craie. Les sels de chaux furent décomposés par le carbonate de soude, et la dissolution évaporée convenablement déposa bientôt des cristaux rhomboïdaux obliques d'acétate de soude.

Plus tard, les eaux mères fournirent une nouvelle portion de ce sel mêlé de cristaux tabulaires qu'on sépara de l'acétate par l'alcool, qui les laissa intacts; ces cristaux étaient du formiate de soude.

M. Guckelberger obtint dans ces circonstances un formiate de soude à 6 équivalents d'eau. Ce sel prit naissance pendant l'évaporation spontanée de sa dissolution; il cristallise en aiguilles soyeuses.

Les eaux mères du sel de soude ne déposant plus rien, elles furent décomposées par l'acide sulfurique étendu de 2 fois son volume d'eau. Le sulfate de soude ne tarda pas à cristalliser; le liquide salin se recouvrit d'une couche huileuse qui fut d'abord lavée à l'eau.

Les eaux de lavage, réunies à celles recouvertes d'une couche huileuse, furent saturées par du carbonate de soude, évaporées à sec, puis traitées de nouveau par l'acide sulfurique. Il se sépara, cette fois, une huile presque incolore dont le point d'ébullition s'élevait peu à peu de 100 à 140°. A partir de 130°, le point d'ébullition ayant acquis un peu de stabilité, on recueillit à part les produits qui distillèrent entre 130 et 140°. Ce liquide se dissolvait dans l'eau en toute proportion ; son sel d'argent possédait la composition du métacétate d'argent, et il formait avec l'acétate d'argent la combinaison double signalée par M. Gottlieb (*Annuaire de Chimie*, 1846, p. 491).

Le résidu acide possédait la composition et les propriétés de l'acide butyrique.

La couche huileuse qui surnageait la dissolution sodique fut soumise à la distillation; elle développa l'odeur caractéristique des acides gras; il passa un liquide limpide, et il se sublima à la fin des lamelles d'acide benzoïque. Le liquide, neutralisé par la baryte, puis desséché sur l'acide sulfurique, laissa déposer trois sels différents; d'abord une concrétion mamelonnée dont l'équivalent et les propriétés s'accordaient avec ceux de l'acide caproïque, puis des lamelles nacrées bien plus solubles dans l'eau. L'analyse du sel d'argent a fourni les nombres du valérate d'argent. Le troisième sel était du butyrate. On a remarqué un quatrième sel qui cristallisait avec le caprate, mais en quantité tellement minime qu'il n'a pu être examiné.

Produits obtenus avec la caséine et l'acide chromique.

Les proportions recommandées sont 1 partie de caséine, 2 parties de bichromate de potasse, 3 parties d'acide sulfurique et 30 parties d'eau. On dissout d'abord la caséine dans l'acide sulfurique étendu comme précédemment, et on la verse dans le bichromate dissous dans 10 parties d'eau; la réaction, très-vive, est modérée aussitôt par le restant d'eau qu'on ajoute immédiatement.

Par son odeur, ce produit de la distillation diffère notablement de celui qu'on a obtenu avec le peroxyde de manganèse. Il renferme de l'acide cyanhydrique; de plus, les produits non acides ne consistent qu'en aldéhyde métacétique, en valéronitrile, et en une huile pesante qui se confond avec l'essence de cannelle par l'odeur et la saveur.

Ces produits, moins l'huile pesante, furent rectifiés sur le chlorure de calcium; ils commencèrent à bouillir vers 70°; le point d'ébullition allait croissant jusqu'à 120°; il devint stationnaire entre 120 et 130°.

Une première portion de liquide recueillie au-dessous de 90° fut rectifiée plusieurs fois; on mit à part le produit de chaque rectification, et son point d'ébullition se maintint pendant quelque temps entre 55 et 60°. On obtint le corps décrit plus haut sous le nom d'aldéhyde métacétique.

La portion du liquide recueillie entre 120 et 140° était en majeure partie composée de valéronitrile. On la sépara en éloignant les premières et les dernières portions, et on finit par l'obtenir avec un point d'ébullition oscillant entre 125 et 128°; sa composition et ses propriétés s'accordent avec celles du valéronitrile, que M. Schlieper a trouvé parmi les produits de l'oxydation de la gélatine (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 662), et il se transforme en acide valérique quand on le distille avec de l'acide sulfurique.

La partie acide des produits renfermait les acides formique, acétique, butyrique, valérique, benzoïque et cyanhydrique; une séparation fut opérée comme la première fois à l'exception cependant que l'acide benzoïque fut éliminé immédiatement par quelques gouttes d'acide sulfurique étendu.

Produits d'oxydation de l'albumine, de la fibrine et de la gélatine.

Ces produits sont les mêmes pour tous, et ressemblent entièrement

à ceux de la caséine. La fibrine et l'albumine furent extraites du sang; la gélatine était celle du commerce.

La caséine fournit le moins d'acide acétique et d'aldéhyde; la gélatine en fournit le plus, ainsi que le plus d'acide formique. Le rapport est renversé quant à l'essence d'amandes amères. La fibrine fournit le plus de butyral et d'acide butyrique; la gélatine en produit le moins; par contre, les produits d'oxydation de cette dernière sont les plus riches en acide valérique.

443. Analyse de l'albumine du poisson et de la poule; par M. Weidenbusch (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXI, p. 370).

Pour extraire l'albumine de la chair du poisson et de celle de la poule, on épuise par l'eau la chair bien hachée, puis on fait bouillir la dissolution laiteuse; l'albumine se sépare sous la forme d'une masse blanche qui est lavée exactement et exprimée, puis épuisée par l'alcool et l'éther.

L'analyse a fourni les résultats suivants :

	Albumine du poisson.		Albumine de la poule.	
	I.	II.	I.	II.
Carbone...	52,64	52,50	53,05	53,31
Hydrogène.	7,31	7,26	7,10	6,96
Azote.....	16,48	16,65	15,82	15,69
Soufre....	1,61	1,57	1,55	1,57
Oxygène...	21,76	21,82	22,29	22,28
Cendres...	0,20	0,20	0,19	0,19

M. Weidenbusch décrit, à cette occasion, une nouvelle méthode pour doser le soufre : elle consiste à détruire la matière organique par l'acide nitrique fumant, après avoir ajouté du nitrate de baryte; on emploie un vase couvert disposé sur un bain de sable, et l'on remplace de temps en temps l'acide nitrique qui se volatilise.

Quand la matière s'épaissit et qu'elle ne se boursoufle plus, on la verse dans une capsule de platine; on dessèche à 100°, puis on augmente graduellement la température jusqu'à la fusion de la masse saline, qui est alors traitée par l'acide acétique chaud tant qu'il se dégage de l'acide carbonique. Le résidu renferme tout le soufre à l'état de sulfate de baryte.

Il peut arriver que la matière détone au moment d'entrer en fusion si elle n'a pas été oxydée entièrement.

444. Sur la densité de l'albumine, de la fibrine musculaire, etc., etc.; par M. Schmidt (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXI, p. 156 et 165).

Ces densités furent prises dans l'essence de térébenthine. On a tenu compte du poids des cendres préalablement déterminées.

Densité des globules sanguins contenant du peroxyde de fer et du phosphate de chaux tribasique = 1,2507.

Densité des globules sanguins privés de peroxyde de fer et de phosphate de chaux tribasique = 1,2090.

Densité de la fibrine musculaire contenant du phosphate de chaux tribasique = 1,2833.

Densité de la fibrine musculaire privée de phosphate de chaux tribasique = 1,2678.

Densité de l'albumine contenant des matières salines = 1,3144.

Densité de l'albumine pure = 1,2617.

Densité de tendons contenant du phosphate de chaux tribasique = 1,3011.

Densité de tendons privés de matière saline = 1,2960.

L'albumine a été extraite du blanc d'œuf; les globules sanguins ont été retirés du sang de veau; le sang défibriné fut mélangé à une température basse avec 10 fois son volume d'eau salée de la densité du sérum (1,05).

Après une macération de 12 à 18 heures, on décante, puis on ajoute de nouveau de l'eau salée; cette opération est répétée 8 ou 10 fois jusqu'à ce que le liquide ne se trouble plus à l'ébullition, puis on lave à l'alcool et à l'éther.

M. Schmidt prétend qu'on peut isoler ainsi les globules sans altérer leur structure, pourvu qu'on ait soin d'opérer à une température au-dessous de 0°.

445. Sur les principes des liquides de la chair musculaire; par M. Liebig (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXII, p. 257, et *Annales de Chimie et de Physique*, 3e série, t. XXIII, p. 129). — **Sur les proportions de créatine que renferment certaines espèces de chair musculaire**; par M. Grégory (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXIV, p. 100). — **Nouvelles recherches sur la créatine**; par M. Heintz (*Comptes rendus des séances de l'Académie des sciences*, t. XXIV, p. 500).

Dès 1835, M. Chevreul retira du bouillon de bœuf une substance particulière, cristallisée, qu'il appela *créatine*. L'attention

fut de nouveau appelée sur cette matière par M. Schlossberger qui la découvrit dans les muscles de l'alligator (*Annuaire de Chimie*, 1845, p. 520). Cependant plusieurs essais pour préparer la créatine ayant été sans succès, M. Berzélius la considéra comme un produit accidentel.

Dans un travail remarquable, M. Liebig vient de prouver que la créatine fait partie constituante, non-seulement de la chair musculaire, mais encore de l'urine normale. Elle joue un rôle très-important dans l'organisme, et son abondance dans le corps d'un animal est liée à la constitution de celui-ci.

Indépendamment de la créatine, M. Liebig signale encore d'autres corps, les uns nouveaux et dérivant de la créatine, les autres déjà connus et étudiés ; parmi ces derniers se trouve l'acide lactique que M. Berzélius a constaté depuis longtemps dans le liquide musculaire, l'urine et le lait.

Voici le procédé recommandé par M. Liebig pour préparer la créatine : supposons qu'on opère sur 5 kilogrammes de viande. On réduit cette quantité en un hachis très-fin, on en prend la moitié qu'on pétrit avec son poids d'eau ; puis on exprime le mélange dans un sac de toile. Le résidu est de nouveau mélangé avec 2 $\frac{1}{2}$ kilogr. d'eau, puis exprimé ; la liqueur qu'on en retire cette fois sert à épuiser la seconde portion de viande. Enfin, la première moitié, traitée une troisième fois par 2 $\frac{1}{2}$ kilogr. d'eau, fournit, après avoir été fortement exprimée, un liquide qui sert à traiter une seconde fois l'autre moitié de la viande.

Après avoir exprimé le tout, on réunit les liqueurs, on les filtre, on les chauffe au bain-marie et on les maintient à l'ébullition jusqu'à ce qu'elles aient perdu leur couleur et qu'elles cessent de déposer de l'albumine coagulée.

Si la matière colorante n'a pas disparu entièrement, il faut faire bouillir la liqueur pendant 3 heures dans une grande capsule en argent ou en porcelaine.

Il est bon aussi d'employer, autant que possible, de la viande dégraissée ou provenant d'animaux maigres ; la graisse bouche les mailles du filtre, et d'ailleurs la viande maigre est plus riche en créatine.

Les bouillons préparés avec de la viande très-sanguine, telle que bœuf, chevreuil, lièvre, renard, ont une couleur rougeâtre ; les bouillons de poule, de veau et de poisson sont presque incolores.

Tous ces bouillons possèdent une réaction acide. Évaporés à feu nu, mais à une température inférieure à l'ébullition, ils brunissent peu à peu et se réduisent finalement en un sirop brun, à odeur de rôti, qui abandonne, au bout de quelque temps, des traces de cristaux de créatine. Cette altération est due aux matières organiques qui se déposent pendant l'évaporation et qui se modifient en présence des parois plus chaudes de la capsule ; elle provient encore d'un acide libre qui se produit, et qu'il faut enlever avant qu'on fasse évaporer le liquide. A cet effet, on ajoute une dissolution de baryte, tant qu'il s'y produit un précipité blanc et sans se laisser arrêter par le changement de réaction de la liqueur qui est devenue alcaline.

Le précipité consiste en phosphate de baryte et de magnésie ; il ne renferme pas de phosphate ammoniaco-magnésien et rarement des sulfates.

Le liquide est évaporé au bain-marie, avec la viande de bœuf, de veau et de cheval, il se forme à la surface du bouillon une pellicule qu'il faut enlever à mesure qu'elle se produit.

Quand la dissolution a été réduite au vingtième de son volume, on l'abandonne en un lieu modérément chaud ; bientôt, il s'y produit de petites aiguilles incolores de créatine qui augmentent rapidement.

Le procédé qui vient d'être décrit s'applique à toutes les espèces de viande, excepté celle de poisson qui, bien divisée, forme avec l'eau une masse gélatineuse et obstrue les toiles. Dans ce cas, au lieu d'exprimer, on jette le tout sur un entonnoir, on laisse égoutter et on déplace le liquide au moyen de l'eau ajoutée peu à peu.

Le gibier et la volaille se prêtent le mieux à la préparation de la créatine. Leur bouillon est limpide, tandis que celui du cheval et du poisson est toujours trouble. La saveur est la même pour tous, mais le bouillon de martre possède une odeur de musc assez distincte, qui ne fait qu'augmenter par la chaleur.

Le rendement en créatine des différentes espèces de viande est très-variable. La chair de la volaille et des martres en renferme le plus; puis celle du cheval, du renard, du chevreau, du cerf, du lièvre, du bœuf, du mouton, du porc, du veau, et enfin du poisson.

Le rendement varie pour la même classe animale, considérée à

l'état sauvage ou à l'état de domesticité. Il est encore subordonné à la présence ou à l'absence de la graisse (1).

50 kilogr. de chair de cheval ont fourni 36 grammes de créatine. 43 kilogr. de chair de bœuf n'en ont pas même produit 30 grammes.

Un renard emprisonné et très-gras n'a pas fourni le dixième de la créatine produite par un renard tué à la chasse.

M. Liebig n'a pu constater la créatine ni dans le cerveau, ni dans le foie ou les reins ; le cœur de bœuf en renferme beaucoup.

Pour obtenir les cristaux de créatine à l'état pur, on les sépare des eaux mères, puis on les lave à l'eau froide et ensuite à l'alcool. Puis on les dissout dans l'eau bouillante, et si c'est nécessaire, on décolore par le charbon animal. Le liquide filtré dépose par le refroidissement de la créatine pure.

Si l'acide phosphorique n'a pas été précipité complétement par l'eau de baryte, les cristaux de créatine renferment du phosphate de magnésie qui est un peu soluble dans l'eau bouillante ; pour éloigner cette impureté, on fait bouillir la dissolution avec un peu d'hydrate de plomb, on filtre, et on traite par le charbon animal.

(1) M. Grégory a déterminé quantitativement la créatine de la chair musculaire de plusieurs espèces animales. Il a suivi en tout point les procédés de M. Liebig. Voici les résultats de ce travail en regard avec ceux de M. Liebig.

	SUR 100 PARTIES.		
	Liebig.	Grégory.	
Chair musculaire de la poule	3,2	3,21	2,9
— du cœur de bœuf	»	1,375	1,418
— de la morue (*gadus morrhua*)	»	0,935	»
— du pigeon	»	0,825	1,17
— du cheval	0,72	»	»
— du bœuf	0,697	»	»
— de la raie (*raia batis*)	»	0,607	»

Les liquides furent toujours évaporés à une température de 54° ou 60°.

M. Grégory a observé plusieurs fois un dépôt brun, floconneux, qui souillait les cristaux de créatine ; ce dépôt renferme toujours un peu de cette substance qu'il cède à l'eau bouillante.

La créatinine n'a été trouvée qu'en très-petite quantité.

L'acide inosique n'a été rencontré que dans les eaux mères de la créatine provenant de la chair de poule. 3 kilogrammes et demi de cette chair ont fourni un peu plus de 4 grammes d'inosate de baryte.

La créatine constitue des prismes limpides et très-brillants; ils appartiennent au système du prisme rhomboïdal oblique. A 100° ils se ternissent et perdent 2 équivalents d'eau.

Les résultats analytiques de la créatine cristallisée, s'accordent avec la formule :

$$C^8Az^3H^9O^4 + 2\ aq.$$

74,4 parties d'eau à 18°, dissolvent 1 partie de créatine, mais cette substance est bien plus soluble dans l'eau chaude; 1 partie de créatine exige 9410 parties d'alcool pour se dissoudre; l'alcool aqueux la dissout plus aisément.

Sa dissolution aqueuse possède une légère saveur amère; une trace de matière organique étrangère provoque la décomposition de la créatine, ainsi que l'a déjà observé M. Chevreul.

La créatine est une substance neutre, elle se dissout dans l'eau de baryte chaude, et s'en sépare par le refroidissement; cependant elle se décompose si on fait bouillir la dissolution alcaline.

La créatine est sans action sur le peroxyde de plomb, mais elle enlève peu à peu sa couleur rouge à une dissolution de permanganate de potasse sans dégagement de gaz.

Les acides faibles sont sans action; les acides minéraux concentrés transforment la créatine en une base organique nouvelle, la *créatinine*.

Elle s'obtient : 1° Quand on soumet la créatine séchée à 100° à un courant de gaz chlorhydrique sec; dans cette circonstance, il se dégage de l'eau sans que la substance change de poids, et il reste du chlorhydrate de créatinine.

2° Quand on dissout la créatine dans l'acide hydrochlorique concentré, et qu'on évapore à siccité au bain-marie.

3° Enfin, quand on dissout la créatine dans son poids d'acide sulfurique étendu, formé de 27 parties d'acide sulfurique concentré et de 73 parties d'eau, et qu'on évapore à siccité, il reste du sulfate neutre de créatinine.

En traitant une dissolution bouillante de ce sulfate par du carbonate de baryte, on obtient la base en dissolution et on n'a plus qu'à évaporer au bain-marie pour avoir de la créatinine cristallisée.

Si on veut l'extraire du chlorhydrate on dissout ce sel dans 24 à 30 parties d'eau, et on fait bouillir avec de l'hydrate de plomb délayé dans l'eau; il se forme dans ce cas un oxychlorure de plomb

basique, insoluble; aussi la liqueur surnageante est-elle complétement exempte de chlore, et fournit-elle par l'évaporation des cristaux de créatinine pure.

Ces cristaux constituent des prismes rhomboïdaux obliques, terminés par des faces basiques.

1 partie de créatinine se dissout dans 11,5 parties d'eau à 16°; elle est plus soluble dans l'eau chaude; sa dissolution bleuit le tournesol rougi; 1000 parties d'alcool à 16° dissolvent 9,8 de cette base.

Ses propriétés chimiques sont semblables à celles de l'ammoniaque.

La formule $C^8Az^3H^7O^2$ la rapproche de la caféine. En effet,

$$\underbrace{C^8Az^3H^7O^2}_{\text{Créatinine.}} = \underbrace{C^8Az^2H^5O^2}_{\text{Caféine.}} + AzH^2.$$

De son côté, la créatine peut être considérée comme du glycocolle et de l'ammoniaque.

$$\underbrace{C^8Az^3H^{11}O^6}_{\text{Créatine.}} = \underbrace{C^8Az^2H^8O^6}_{\text{Glycocolle.}} + AzH^3.$$

La créatinine forme avec le nitrate d'argent une combinaison blanche en aiguilles, qui se précipite quand on verse une dissolution de cette base dans ce sel.

Elle précipite les dissolutions de bichlorure de mercure en blanc; avec le chlorure de zinc elle produit un précipité formé de grains mamelonnés, composé d'aiguilles microscopiques.

Elle chasse l'ammoniaque des sels ammoniacaux, et forme avec les sels de cuivre des sels doubles, bleus et cristallisables.

Elle ne précipite pas le chlorure de platine, mais quand on évapore il se dépose des prismes solubles dans l'eau, peu solubles dans l'alcool.

Le *chlorhydrate de créatinine* $ClH,C^8Az^3H^7O^2$ est assez soluble dans l'alcool bouillant; il s'en sépare en prismes courts et incolores, très-solubles dans l'eau. Une dissolution alcoolique de ce sel, saturée à l'ébullition, abandonne des grains grenus de créatinine, quand on y verse de l'ammoniaque.

Chlorure double de platine et de créatinine $Cl^2Pt + ClH,C^8Az^3H^7O^2$

Ce composé cristallise en prismes rouge aurore ; quand il se forme rapidement il se présente sous la forme de grains jaunâtres.

Le *sulfate de créatinine* $SO^3,C^8Az^3H^7O^2+HO$ est une masse saline blanche, soluble dans l'alcool chaud; par le refroidissement la liqueur se trouble et laisse déposer des tables tétragonales disposées en groupes concentriques. Ces cristaux de sulfate de créatinine supportent une température de 100° sans perdre leur limpidité.

Créatine et créatinine, principes constituants de l'urine humaine.

En comparant les détails analytiques et les propriétés de la créatine et de la créatinine avec ceux de la substance que M. Pettenkofer a retirés de l'urine (*Annuaire de Chimie,* 1846, p. 713), M. Liebig s'est assuré que cette substance n'est autre chose qu'un mélange de créatine et de créatinine.

De son côté, M. Heintz revient aujourd'hui sur un travail qu'il a publié il y a quelques années (*Annuaire de Chimie,* 1845, p. 503), et il annonce que ce qu'il avait considéré comme un acide, n'est autre chose que la créatine constatée également dans l'urine, par M. Liebig. Le procédé suivi par M. Heintz, pour isoler cette substance, n'est autre que celui déjà recommandé par M. Pettenkofer.

M. Liebig a simplifié le procédé d'extraction, il prescrit de neutraliser l'urine par l'eau de chaux, et d'ajouter une dissolution de chlorure de calcium, tant qu'il se dépose du phosphate de chaux; de filtrer et de laisser cristalliser. On sépare ensuite les eaux mères, et on les additionne d'une dissolution sirupeuse de chlorure de zinc.

La combinaison double, mamelonnée, qui en résulte, est dissoute dans l'eau bouillante, puis additionnée d'hydrate de plomb jusqu'à ce que la liqueur ait acquis une réaction alcaline. La dissolution traitée ensuite par le charbon animal ayant été évaporée, abandonne un résidu salin qui est un mélange de créatine et de créatinine.

L'urine putréfiée ne fournit que de la créatinine; la créatine a complétement disparu pendant la putréfaction.

M. Liebig trouve que la préparation de la créatine et de la créatinine à l'aide de l'urine, est plus facile et plus économique qu'au moyen de la viande.

Sarcosine.

On a vu plus haut que la créatine disparaît quand on la fait bouillir avec de l'eau de baryte; il se dégage de l'ammoniaque, il se dépose

du carbonate de baryte, et quand on éloigne l'excès de baryte par un courant d'acide carbonique, qu'on filtre et qu'on évapore, on obtient un liquide sirupeux qui se prend au bout de quelque temps en une masse de lames larges et transparentes.

Ces cristaux constituent la sarcosine; on l'obtient pure en la combinant avec l'acide sulfurique, lavant la poudre cristalline du sulfate avec de l'alcool froid, la dissolvant ensuite dans l'eau, et traitant la dissolution chaude par du carbonate de baryte tant qu'il y a effervescence. La dissolution filtrée est réduite en consistance sirupeuse, puis abandonnée à la cristallisation.

La sarcosine cristallise en prismes droits rhomboïdaux de 103° surmontés de pointements; les cristaux sont incolores, très-solubles dans l'eau, peu solubles dans l'alcool, et insolubles dans l'éther; ils supportent une température de 100° sans se modifier. A une température plus élevée, ils fondent et se volatilisent sans résidu.

La formule de la sarcosine $C^6AzH^7O^4$ en fait un isomère de l'uréthane et de la lactamide; cet alcaloïde dérive de la créatine qui se dédouble, en présence de la baryte, en sarcosine et en urée; on peut s'en assurer en interrompant l'opération avant la décomposition complète de la créatine. Si on n'observe pas la formation de l'urée, c'est que dans ces conditions cette substance se dédouble elle-même en ammoniaque et en acide carbonique, ainsi que M. Liebig l'a prouvé.

M. Liebig parle encore d'une autre substance qui se forme à cette occasion; il ne l'a pas étudiée.

La dissolution aqueuse de sarcosine n'agit pas sur les papiers réactifs; elle possède une saveur douceâtre et métallique, et ne précipite pas les dissolutions étendues de nitrate d'argent et de bichlorure de mercure. Mais quand on place un cristal de sarcosine dans une dissolution aqueuse de ce dernier, il se dissout et il se forme aussitôt une quantité d'aiguilles fines et transparentes d'une combinaison double.

La sarcosine colore l'acétate de cuivre en bleu foncé; en évaporant la dissolution, il se forme des lames minces d'un sel double.

Le chlorhydrate de sarcosine ne précipite pas le chlorure de platine, mais quand on abandonne le mélange il se produit des octaèdres aplatis, jaunes, peu solubles dans l'alcool et dans l'éther.

L'analyse de ce chlorure double a conduit à la formule

$$ClH,C^6AzH^7O^4 + Cl^2Pt + 2HO.$$

A 100° il perd ses 2 équivalents d'eau.

Sulfate de sarcosine $SO^3,C^6AzH^7O^4+HO$. — En ajoutant à une dissolution saturée à l'ébullition de sulfate de sarcosine, un petit excès d'acide sulfurique, évaporant au bain-marie, et ajoutant de l'alcool au résidu sirupeux, il se précipite une poudre cristalline par l'agitation; cette poudre, lavée d'abord par l'alcool froid, est dissoute ensuite dans 10 ou 12 fois son poids d'alcool bouillant. Par le refroidissement, le sulfate se dépose en tables qui rappellent le chlorate de potasse. Ses dissolutions aqueuses et alcooliques possèdent une réaction acide.

Le sulfate cristallisé perd 1 équivalent d'eau à 100°, et se transforme en sulfate anhydre.

Acide inosique.

En évaporant un peu les eaux mères du bouillon qui ont laissé déposer de la créatine, et en ajoutant de l'alcool jusqu'à ce qu'il se produise un trouble laiteux, il se dépose au bout de quelques jours des cristaux lamelleux ou aiguillés, jaunes ou blancs, qu'on lave avec de l'alcool.

Ces cristaux sont formés de différentes substances, entre autres de créatine qui ne manque jamais; mais l'élément dominant est le sel de potasse ou de baryte d'un acide nouveau, l'*acide inosique.*

Pour isoler cet acide on dissout les cristaux dans l'eau bouillante et on ajoute du chlorure de barium. Après le refroidissement il cristallise de l'inosate de baryte qu'on purifie par une seconde cristallisation.

L'inosate de baryte ou de cuivre étant donné, on en sépare aisément l'acide inosique au moyen de l'acide sulfurique ou de l'hydrogène sulfuré.

La dissolution d'acide inosique possède une forte réaction acide, et une agréable odeur de bouillon; elle est incristallisable, et l'alcool en précipite l'acide en flocons insolubles dans l'eau.

Les résultats analytiques de cet acide s'accordent avec la formule :

$$C^{10}Az^2H^6O^{10} + HO.$$

L'acide inosique ne précipite pas les sels de baryte et de chaux; par l'évaporation spontanée, le mélange dépose des lames nacrées d'inosate. Cet acide, ainsi que ses sels solubles, précipite l'acétate

de cuivre ; le précipité est d'un beau vert et insoluble dans l'eau même bouillante ; les sels d'argent sont précipités en blanc.

Chauffés sur une lame de platine, les inosates alcalins se décomposent et répandent une forte odeur de rôti.

L'*inosate de potasse* $C^{10}Az^2H^6O^{10},KO + 7HO$, se prépare au moyen de l'inosate de baryte qu'on décompose avec précaution par le carbonate de soude. On peut le retirer d'ailleurs directement du bouillon ainsi que nous l'avons vu plus haut.

Ce sel cristallise en prismes allongés à 4 pans insolubles dans l'alcool, qui précipite les dissolutions en lames fines et nacrées.

Les 7 équivalents d'eau se dégagent à 100°.

L'*inosate de soude* cristallise en aiguilles fines et soyeuses, très-solubles dans l'eau, mais insolubles dans l'alcool.

Inosate de baryte $C^{10}Az^2H^6O^{10},BaO$. — Ce sel dont nous connaissons la préparation, cristallise en lamelles tétragonales nacrées peu solubles dans l'eau froide et insolubles dans l'alcool. 1,000 parties d'eau à 16° en dissolvent 2,5 parties. Sa dissolution dans l'eau chaude offre un phénomène semblable au phosphovinate de baryte. En portant à l'ébullition une dissolution aqueuse de ce sel, saturée à 70°, une partie s'en sépare sous forme d'une masse résineuse qui, par une ébullition prolongée, devient insoluble même dans de l'eau à une température inférieure.

L'*inosate de cuivre* constitue à l'état sec une poudre bleu clair, non cristalline, insoluble dans l'eau et dans l'acide acétique, mais soluble dans l'ammoniaque avec une couleur bleue.

Inosate d'argent $C^{10}Az^2H^6O^{10},AgO$. — C'est un précipité gélatineux soluble dans l'acide nitrique et dans l'ammoniaque ; un peu soluble dans l'eau, il y devient insoluble quand elle renferme du nitrate d'argent.

L'acide inosique peut être considéré comme un acide complexe. En effet :

$$\underbrace{C^{10}Az^2H^7O^{11}}_{\text{Acide inosique hydraté.}} \left\{ \begin{array}{ll} C^4H^3O^3 & \text{acide acétique.} \\ C^4\ \ O^6 & \text{« oxalique.} \\ C^2Az^2H^4O^2 & \text{urée.} \end{array} \right.$$

L'acide inosique se décompose en présence du peroxyde de plomb et de l'acide sulfurique; par l'évaporation, la liqueur dépose des aiguilles ; évaporé en présence de l'acide nitrique, l'acide inosique abandonne des cristaux grenus qui n'ont pas été examinés.

La température a une très-grande influence sur la production de l'acide inosique ; on obtient d'autant plus d'inosate qu'on a opéré à une température plus basse.

Créatinine, principe des muscles et acide lactique.

Si, aux eaux mères dont on a séparé les inosates par l'alcool, on ajoute environ 5 fois leur volume de ce liquide, il se produit deux couches dont l'inférieure, sirupeuse, renferme surtout du chlorure de potassium.

La couche supérieure, agitée avec son volume d'éther, se sépare elle-même en deux couches. L'inférieure est jaune, sirupeuse et en majeure partie formée de lactate de potasse ; la supérieure contient de ce lactate et de la créatinine.

Pour séparer les lactates, on évapore les eaux mères en question et on traite le résidu par l'alcool. Les lactates se dissolvent ainsi que la créatine, la créatinine et le sel potassique d'un acide azoté particulier.

Pour en séparer l'acide lactique, on chasse l'alcool et on mélange le résidu avec de l'acide sulfurique étendu, formé de 1 vol. d'acide concentré et 2 vol. d'eau, ou bien avec une solution d'acide oxalique ; enfin on ajoute au tout 3 ou 4 fois son volume d'alcool qui précipite les sels de potasse en ne retenant que l'acide lactique ; on ajoute maintenant de l'éther tant qu'il se produit un trouble, puis, après avoir évaporé l'éther et l'alcool, on neutralise avec la chaux et on fait cristalliser.

Principes inorganiques du liquide musculaire.

M. Chevreul avait trouvé que les matières inorganiques du bouillon de bœuf constituaient plus du quart du poids total des matières solides dissoutes. Les cendres renfermaient 81 pour 100 de substances solubles dans l'eau ; le résidu insoluble se composait de 5,77 de phosphate de chaux et 13,23 de magnésie.

Si l'on évapore le bouillon sans ajouter de la baryte, il se colore en brun même à une température inférieure à 50° et contracte un goût de rôti ; le résidu donne des cendres difficiles à obtenir blanches. Elles sont presque entièrement solubles dans l'eau et ne contiennent ni sulfates ni phosphates.

Les cendres du bouillon de cheval, de bœuf, de renard et de chevreuil, produisent une dissolution alcaline que le nitrate d'ar-

gent précipite en blanc, puis en jaune; après la précipitation, la liqueur est neutre; il suit de là que ces cendres renferment des phosphates bibasiques et tribasiques.

Si on évapore les cendres avec l'acide nitrique et qu'on calcine, les chlorures se transforment en oxydes qui s'ajoutent aux phosphates alcalins; on obtient toujours des précipités blancs et jaunes, mais dans un rapport différent.

Les cendres du bouillon de poule se comportent autrement; elles précipitent le nitrate d'argent en blanc et elles conservent cette propriété même après avoir été arrosées d'acide nitrique et calcinées; c'est ce qui prouve que les cendres contiennent une petite quantité de phosphate monobasique.

Tout l'alcali contenu dans les cendres du bouillon de bœuf, de cheval, de renard, est donc insuffisant pour transformer l'acide phosphorique en phosphate tribasique; dans le bouillon de poule, la quantité d'alcali ne suffit même pas pour transformer le phosphate monobasique en phosphate bibasique.

On a vu plus haut qu'en versant de l'eau de baryte dans le bouillon, ce liquide devient alcalin avant que tout l'acide phosphorique ait été précipité. Il suit de là que les acides du bouillon sont insuffisants pour former des sels neutres avec les alcalis; par conséquent, la réaction acide du bouillon est due aux phosphates, lactates et inosates acides à base alcaline.

L'acide inosique étant en quantité très-minime, nous n'avons à considérer que les acides lactique et phosphorique qui se partagent les différentes bases. Un accroissement de l'un de ces acides, l'acide phosphorique, par exemple, détermine nécessairement une augmentation de la proportion d'acide lactique libre, et l'acide phosphorique étant toujours plus abondant que les acides organiques, il en résulte que la disparition de l'acide lactique amène la formation d'un phosphate bibasique, tandis que la disparition de l'acide phosphorique produit un lactate neutre accompagné d'alcali libre.

Les différents faits de ce genre conduisent M. Liebig à des considérations physiologiques très-importantes. Rapprochant le fait de l'acidité du liquide musculaire qui entoure les vaisseaux lymphatiques et sanguins, de l'alcalinité du liquide qui imprègne ceux-ci, M. Liebig y voit les conditions nécessaires à la production d'un courant électrique, et il pense que l'électricité prend part aux phénomènes vitaux.

Sur l'invitation de M. Liebig, M. Buff a construit une pile au moyen de chair musculaire et de substance cérébrale séparées par des disques de feutre imprégnés de sang, et il obtint une forte déviation de l'aiguille aimantée.

Le rôle que joue l'acide lactique dans l'organisme a également préoccupé M. Liebig. Il s'est d'abord assuré que l'urine normale ne renferme pas une trace d'acide lactique ni aucune substance capable d'en produire par la putréfaction ; puis il examina l'urine de plusieurs personnes qui avaient pris une certaine quantité de lactate de potasse. Immédiatement après l'administration de ce sel, l'urine devint alcaline sans renfermer de l'acide lactique qui avait complétement disparu par son passage à travers le sang.

On a vu plus haut que le liquide musculaire renferme beaucoup plus de phosphate de magnésie que de phosphate de chaux. M. Liebig fournit quelques chiffres à cet égard. Le liquide musculaire renferme 4 fois plus de magnésie que de chaux. Celui du bœuf contient sur 2 équivalents d'acide phosphorique combiné avec la magnésie, 7 équivalents d'acide phosphorique combiné à des alcalis.

Cet acide a donc servi à la respiration ; c'est en lactates que se transforment le sucre, l'amidon, etc. ; introduits dans l'organisme, ces lactates se détruisent aussitôt qu'ils se sont produits, et s'ils s'accumulent en certains endroits, ce ne peut être que là où il y a insuffisance d'oxygène et où une autre force s'oppose à l'action de ce gaz.

M. Liebig a examiné les proportions de potasse et de soude contenues dans le sang et dans le liquide musculaire, et il a trouvé les rapports suivants :

		POTASSE.		
		Dans le sang.		Dans la viande.
Poule, sur 100 parties de soude, il y a		40,8	...	381
Bœuf,	—	5,9	...	279
Cheval,	—	9,5	...	285
Renard,	—	»	...	214
Brochet,	—	»	...	497

Ces rapports ne sont qu'approximatifs, puisqu'il est impossible d'obtenir le liquide musculaire exempt de sang et de lymphe, liquides riches en soude ; aussi M. Liebig croit que si on pouvait

écarter cette cause d'erreur, on obtiendrait un liquide tout à fait exempt de soude.

La présence constante du sel marin et du phosphate de soude dans le sang, celle du phosphate de potasse et du chlorure de potassium dans le liquide musculaire semblent démontrer qu'ils sont nécessaires à la constitution de ces fluides, et qu'ils participent à leurs réactions.

Cette hypothèse explique, pour beaucoup d'animaux, la nécessité de l'addition du sel marin à leur nourriture et la part que prend ce chlorure dans la respiration et dans la formation du sang.

M. Liebig démontre ensuite que l'alcalinité du sang est due au phosphate de soude ainsi que le pouvoir de ce liquide de condenser une grande quantité d'acide carbonique. Il démontre que le sérum du sang absorbe 166 fois plus d'acide carbonique qu'il n'en absorberait s'il renfermait un maximum de carbonate de soude.

Ainsi une dissolution de phosphate de soude formée de 1 partie de $PhO^5, 2NaO + 2HO$ et de 100 parties d'eau, absorbe deux fois plus d'acide carbonique que n'en absorberait un égal volume d'eau.

Une simple agitation à l'air suffit pour dégager les $\frac{2}{3}$ de l'acide carbonique ; cet acide se dégage de même quand on abandonne la dissolution à l'air.

Le phosphate de soude se prête donc très-bien à l'absorption et au dégagement de l'acide carbonique par le sang ; il s'y prête mieux que le carbonate de soude qui abandonne cet acide plus difficilement ; d'ailleurs la soude en retient toujours une certaine quantité.

RÉSULTATS GÉNÉRAUX.

Nous transcrivons presqu'en entier cette partie du travail de M. Liebig.

Il résulte des recherches précédentes que la chair musculaire subit, par la cuisson, un changement essentiel dans sa composition. De la quantité d'eau et de la durée de l'ébullition dépend la séparation plus ou moins parfaite des principes solubles.

Le bouillon de nos tables contient des phosphates alcalins, solubles, des lactates, des inosates, du phosphate de magnésie et des traces de phosphate de chaux; la fibre bouillie retient surtout du phosphate de chaux et du phosphate de magnésie.

Pour que la viande consommée puisse régénérer de la chair musculaire, il faut évidemment que par la préparation culinaire la chair fraîche ne perde aucun de ses principes. Plus sa composition est changée par la soustraction de substances appartenant à sa constitution, plus la chair, ainsi modifiée, perd la faculté de se régénérer dans l'organisme. Il suit de là que, consommée sans le bouillon, la viande bouillie est d'autant moins nutritive qu'on a employé plus d'eau pour la faire bouillir, et qu'on a soutenu plus longtemps l'ébullition.

La chair hachée cède à l'eau froide toute son albumine; bouilli avec de l'eau, le résidu très-riche en fibrine donne un produit tout à fait insipide, car les principes sapides et odorants de la chair sont aisément enlevés par l'eau, puisqu'ils sont eux-mêmes à l'état de dissolution dans les muscles. L'odeur et la saveur du rôti proviennent de substances solubles du liquide musculaire, et qui ont été légèrement modifiées par l'élévation de température.

De la viande devenue insipide par une coction prolongée dans l'eau peut acquérir de nouveau sa saveur, et les autres propriétés du rôti quand on la chauffe et qu'on l'arrose d'un extrait aqueux de chair fraîche, cet extrait ayant été évaporé jusqu'au point où il commençait à devenir brun foncé.

Les différentes espèces de chair se comportent toutes de la même manière sous ce rapport. Le rôti contient les substances sapides et odorantes à l'état de dissolution ou de solubilité. Elles fournissent toutes un bouillon qui possède la saveur du bouillon de table; mais à côté de cela chaque liquide en particulier possède encore un goût à lui, qui rappelle l'odeur et le goût du rôti de l'espèce de chair qui a servi à préparer le bouillon. Si à la chair bien bouillie de bœuf on ajoute par exemple le bouillon concentré du chevreau ou de la poule, il sera impossible de distinguer cette viande, ainsi préparée, du rôti de poulet ou de chevreuil.

L'acide lactique (emprunté à de la choucroute, par exemple), le chlorure de potassium, principe constituant de toutes les espèces de bouillon, ajoutés en petite quantité au bouillon ordinaire, en augmentent le goût; une addition d'alcali ou de sang le diminue et peut même rendre le bouillon tout à fait insipide.

Au moyen de lavages à l'eau froide on peut retirer l'albumine de toutes les espèces de chair. Chauffées, ces dissolutions laissent déposer l'albumine dont la quantité est variable, mais subordonnée à l'âge de

l'animal. Un animal âgé fournit moins d'albumine et plus de fibrine qu'un jeune. Ainsi, la chair d'un vieux cheval a fourni en albumine à peine le dixième de la proportion d'albumine retirée d'une égale quantité de chair de bœuf.

La fibre musculaire est partout entourée d'un liquide albumineux qui constitue les propriétés de la viande; si on enlève ce liquide par des lavages à l'eau, il reste une fibre qui est la même pour tous les animaux. Bouillie avec de l'eau, cette fibre durcit et devient cornée, et cela d'autant plus que la cuisson a été plus prolongée. Il suit de là que la mollesse du rôti ou du bouilli dépend de l'albumine coagulée qui entoure les fibres, et qui empêche jusqu'à un certain point le durcissement de celles-ci. Du reste, cet état de la viande bouillie ou rôtie, dépend également de la durée de la cuisson, car l'albumine peut durcir à son tour, mais toutefois sans devenir coriace.

L'influence de l'eau chaude sur la qualité du bouilli et du bouillon s'explique maintenant sans difficulté.

Pour obtenir la viande aussi succulente que possible, il faut plonger la chair dans l'eau bouillante et maintenir l'ébullition pendant quelques minutes, ajouter ensuite de l'eau froide en quantité suffisante pour abaisser la température à 74° ou à 70°, et entretenir cette température pendant quelques heures.

En plongeant la chair dans l'eau bouillante, l'albumine se coagule à la surface et constitue une enveloppe qui s'oppose dès lors à la pénétration de l'eau, sans empêcher la chaleur de se propager peu à peu et de faire passer l'albumine de l'état cru à l'état de cuisson. La viande reste aussi savoureuse et aussi succulente que le rôti, car dans ces circonstances les principes sapides de la viande y sont retenus en majeure partie.

On sait que l'albumine commence à se coaguler à 52° cent., et qu'à 56°,5 (suivant M. Berzélius) la coagulation est complète; d'après cela on pourrait croire qu'il est inutile d'exposer la viande à une température plus élevée. Mais la matière colorante du sang ne se coagule pas encore à 56°, et la viande riche en sang acquiert à cette température une qualité sanguinolente, qu'elle ne perd complétement que quand toute sa masse est arrivée à une température de 65 ou 70°.

Quand on examine l'intérieur d'un grand morceau de viande cuite ou rôtie, on aperçoit différentes zones qui permettent facilement de juger de la température que chacune d'elles a subie. Celles

qui sont sanguinolentes n'ont pas dépassé 62°. La chair des oiseaux qui est plus tendre et moins riche en sang que celle des mammifères, se cuit bien plus rapidement, et elle ne doit point être chauffée au delà de 54° ou 60° pour être bien préparée.

En enveloppant de lard de petits morceaux de viande, on s'oppose à la déperdition des principes sapides, ainsi qu'à l'évaporation de l'eau ; cette évaporation produit le durcissement de la fibre, et en l'empêchant, on conserve à toute la viande les propriétés qu'on ne trouve ordinairement que dans l'intérieur des gros morceaux.

Si l'on met la viande en contact avec l'eau bouillante, on réunit les conditions les plus favorables à l'obtention d'une bonne qualité de bouilli, mais le bouillon qui en résulte n'en est que plus mauvais. Si au contraire on plonge la viande dans de l'eau froide, dont on élève graduellement la température jusqu'à l'ébullition, il s'établit aussitôt un échange entre le liquide musculaire et l'eau. Les principes sapides et solubles de la viande se dissolvent dans l'eau qui pénétrant à son tour dans l'intérieur du tissu, y opère un lavage plus ou moins complet. La viande perd en qualité ce que gagne le bouillon ; l'albumine se sépare à son tour et est enlevée à l'état d'écume ; la perte d'albumine rend la viande dure et coriace.

C'est ce qui arrive surtout quand on opère avec des tranches minces ; un pareil bouilli, consommé sans bouillon, est non-seulement peu nutritif, mais il est encore difficile à digérer, car les principes enlevés par le bouillon ne prennent plus part à l'acte de la digestion. En effet, le bouillon renferme deux principes essentiels du suc gastrique.

La gélatine qui donne au bouillon concentré la propriété de se prendre en gelée, a été considérée pendant longtemps comme la partie essentielle de ce liquide ; c'était une grande erreur.

En effet, on peut s'assurer sans peine que, dans un bouillon bien préparé, la proportion de gélatine est minime, comparativement à celle des autres principes. La gélatine est complétement insipide, et ce n'est point à elle qu'il faut attribuer la saveur du bouillon.

Pour déterminer la quantité de gélatine dissoute par le bouillon, dans les conditions les plus favorables, on épuise par l'eau froide de la chair bien divisée, on exprime et on fait bouillir le résidu avec 10 fois son poids d'eau. Au bout de 5 heures on sépare le liquide par expression, et on l'évapore à siccité au bain-marie.

Les bouillons ont été préparés avec de la viande de bœuf et de

veau. Ils étaient sans saveur ou d'une saveur fade, quelquefois même désagréable. Le bouillon de veau devenait gélatineux par son évaporation à moitié, celui de bœuf n'acquérait cette propriété qu'après une réduction au seizième.

3000 grammes de chair de veau ont perdu dans ces circonstances 47,5 grammes de matières pendant une coction de 5 heures.

1000 grammes de chair de bœuf ont donné dans les mêmes circonstances 6 grammes de gélatine.

Il suit de là qu'à l'état où elles offrent la plus grande surface à l'action dissolvante de l'eau, la fibrine musculaire et les membranes de la chair de bœuf ne perdent au bout de 5 heures de cuisson que $\frac{1}{2}$ pour 100 environ de substance, et que dans les mêmes circonstances la chair de veau en perd 1,576 pour 100, et il est évident que la gélatine ne fait pas la moitié de cette quantité.

Les substances que l'eau froide a extraites de 1000 grammes de chair de bœuf, forment un résidu sec de 60 grammes renfermant 29,5 grammes d'albumine.

1000 grammes de chair de bœuf, placés dans les conditions les plus favorables, fournissent donc :

		Par l'ébullition.	
Substances solubles dans l'eau froide.	60	Albumine coagulée.....	29,5
		Albumine en dissolution.	30,5
Substances insolubles..	170	Gélatine.	6,00
		Matière fibreuse.	164,00
Graisse..............	20		
Eau.	750		

Par conséquent, en réagissant pendant 5 heures sur la viande hachée, l'eau bouillante n'en extrait pas le cinquième du poids de matière dissoute, d'abord par l'eau froide, puis par l'eau chaude; en outre ce cinquième ne consiste pas en gélatine pure, mais il renferme tous les produits que la fibrine musculaire peut céder à l'eau pendant une ébullition prolongée.

Ce n'est donc pas à la gélatine qu'il faut attribuer les qualités du bouillon.

A poids égal la chair de poulet renferme plus de principes solubles dans l'eau froide et dans l'eau chaude que la chair de bœuf.

1000 grammes de chair de poulet cèdent à l'eau froide, 80 grammes de substance sèche renfermant 47 grammes d'albumine.

Proust avait donc raison de dire que les principes qui communiquent au bouillon ses propriétés, préexistent dans la chair musculaire, et ne sont nullement le résultat de la cuisson.

De tout ce qui précède, il sera facile de déduire le procédé le plus avantageux pour préparer au bout de peu de minutes un bouillon des plus fortifiants et des plus aromatiques.

500 grammes de bœuf maigre et exempt de graisse, réduit en hachis fin, délayé dans un égal poids d'eau, et porté lentement à l'ébullition, fournissent après séparation de l'albumine coagulée, un bouillon des plus aromatiques et d'une force supérieure à celui qu'on obtiendrait par la cuisson prolongée d'un morceau de viande de même poids avec la même quantité d'eau.

En ajoutant un peu de sel marin, des oignons grillés et d'autres accessoires qui servent ordinairement à épicer le bouillon, on obtient à peu près le meilleur bouillon qu'il soit possible de préparer avec 500 grammes de viande.

Ce bouillon, coloré par un peu de caramel, est, de l'avis de beaucoup de personnes, bien plus sapide que le même bouillon non coloré. On voit donc par là l'influence de l'imagination sur la perception de nos sensations, car le caramel est tout à fait insipide et n'influence en rien la saveur du liquide.

Si l'on prolonge l'ébullition de l'eau avec la viande, ou si on évapore à 100° le bouillon, il contracte peu à peu une couleur brunâtre et un fumet très-fin de rôti. Si on concentre au bain-marie, ou mieux encore à la température la plus basse possible, on obtient une masse molle brun foncé; 15 grammes de cette masse suffisent pour convertir un demi-litre d'eau assaisonnée de sel marin, en un bouillon très-savoureux.

Cet extrait de viande ne doit pas être confondu avec les tablettes de soupe ou de bouillon usitées en France et en Angleterre, et qui ne sont autre chose que de la gélatine plus ou moins pure ne différant de la gélatine d'os que par son prix élevé.

1 kilogramme de bœuf maigre et 12 kilogrammes d'eau fournissent 500 grammes de cet extrait dont le prix élevé s'opposera toujours à ce qu'il devienne un article commercial. Mais il mérite à un haut degré de fixer l'attention du gouvernement, si les observations des médecins militaires viennent confirmer celles de Parmen-

tier et de Proust. (*Annales de Chimie et de Physique*, 2e série, t. XVIII, p. 177.)

Voici ce que Parmentier dit à ce sujet :

« A la suite d'un corps de troupes, les tablettes de viande offriraient au soldat grièvement blessé un restaurant qui, concurremment avec un peu de vin, relèverait momentanément ses forces épuisées par une grande effusion de sang et le mettrait en état de supporter le transport dans l'hôpital le plus voisin. »

Et maintenant qu'on connaît un peu mieux la composition de l'extrait de viande, un pharmacien quelque peu habile pourra facilement distinguer l'extrait pur de l'extrait falsifié. En effet, le premier cède à l'alcool près de 80 pour 100 de substance, tandis que les tablettes de bouillon n'en abandonnent que 4 à 5 pour 100 à ce liquide.

D'ailleurs, la première dissolution renferme de la créatine et de la créatinine ; la propriété caractéristique de cette dernière d'être précipitée par le chlorure de zinc, fournit un nouveau caractère qui sera corroboré enfin par la nature des sels obtenus en incinérant l'extrait de viande, sels qui consistent principalement en phosphates solubles.

Il ne serait pas moins important de faire concourir cet extrait à l'approvisionnement des forteresses et des vaisseaux, pour entretenir l'état sanitaire des troupes dans le cas où le manque de viande fraîche et de légumes les réduirait à se nourrir uniquement de viandes salées.

On sait que pour saler la viande, on l'imprègne et on la saupoudre de sel de cuisine ; aux points de contact de la viande et du sel, il se forme une saumure qui comprend environ le tiers et même la moitié du liquide contenu dans la viande fraîche.

M. Liebig s'est assuré que cette saumure renferme les principes constituants du bouillon concentré. La salaison altère donc la composition de la viande dans une proportion bien plus considérable que ne le fait la coction avec de l'eau.

En effet, par la coction, l'albumine se coagule et reste en majeure partie dans la viande ; par la salaison, elle se sépare au contraire, et on peut la retrouver dans la saumure qui l'abandonne à l'ébullition.

La saumure est très-acide ; avec l'ammoniaque et un sel de magnésie, elle donne un abondant précipité de phosphate ammoniaco-

magnésien ; elle renferme de l'acide lactique et beaucoup de potasse. Neutralisée par de la chaux, et après que le chlorure de sodium a été séparé par cristallisation, elle donne une eau mère qui fournit par l'alcool et le chlorure de zinc le sel double de zinc et de créatinine que nous connaissons.

La présence de la créatinine permet donc de conclure hardiment à la présence de la créatine, et on voit qu'en salant la viande au point de provoquer la formation d'une saumure, on lui enlève en partie les principes nécessaires à sa constitution et on diminue proportionnellement son pouvoir nutritif.

Si ces principes, ainsi enlevés, ne sont pas remplacés, il est clair que la viande est en partie transformée dans un aliment respiratoire peu favorable à l'entretien de la santé.

D'un autre côté, il est évident que l'usage longtemps continué de la viande salée doit produire un changement dans la constitution du suc gastrique, et par suite dans les produits de la digestion. Si, pendant cet acte, les principes nécessaires à l'assimilation sont puisés dans l'organisme lui-même, si le liquide musculaire s'appauvrit, il est évident que les fonctions organiques en général ne tarderont pas à s'en ressentir.

Dans ces recherches sur la salaison, M. Liebig fit d'abord usage d'un sel marin très-riche en chlorure de calcium et en chlorure de magnésium. Son attention fut éveillée sur ce fait par l'absence de l'acide phosphorique dans la saumure. D'ailleurs l'aspect extérieur de la viande salée expliquait d'emblée cette particularité ; la viande était, en effet, couverte d'une écume blanche, en majeure partie formée de phosphates de chaux et de magnésie.

Les chlorures terreux du sel marin s'étaient décomposés en présence du phosphate alcalin du liquide musculaire, et les phosphates terreux qui en résultaient n'avaient pu se dissoudre qu'en petite quantité dans la saumure acide.

L'emploi du sel marin, riche en chlorures terreux, doit atténuer les suites nuisibles d'une alimentation avec la viande salée ; car en associant cette dernière aux légumes, presque toujours riches en potasse, on se place précisément dans les conditions nécessaires pour reproduire, pendant la digestion, les phosphates alcalins, qui autrement feraient défaut.

Ce fait est démontré à l'évidence par les analyses du lait et de la nourriture des herbivores. Les aliments ne renferment pas de phos-

phates alcalins, mais des phosphates de chaux et de magnésie avec des sels alcalins.

En comparant la viande aux autres aliments d'origine animale, tels que les œufs et le fromage, on aperçoit immédiatement une grande différence qui explique la difficile digestibilité de ces derniers.

Si on se rappelle que le liquide musculaire des divers animaux examinés jusqu'ici, possède une constitution constante, et que, abstraction faite des matières étrangères introduites par le sang, et des principes odorants particuliers à chaque espèce animale, le bouillon de bœuf, par exemple, ne diffère en rien de celui de renard, on doit admettre que la quantité et la nature des principes solubles du système musculaire, sont indispensables à l'accomplissement des fonctions des muscles. Il paraît résulter encore de cette similitude de composition, que l'analyse du sang ne peut servir de point de départ dans l'appréciation du pouvoir nutritif d'une substance alimentaire, puisqu'on négligerait par là une foule de principes qui manquent dans le sang ou qui ne s'y trouvent qu'en petites quantités.

M. Lehmann a publié récemment (*Bericht der Gesellsch. der Wissensch. in Leipzig*, p. 100—105) quelques expériences entreprises avec le suc gastrique de chiens nourris d'os et de chair de cheval privée de graisse. Il en avait retiré un sel de magnésie cristallisé, formé par un acide non azoté; ce sel renfermait 16,6 pour 100 de magnésie, et 21 pour 100 d'eau de cristallisation.

Maintenant que nous savons que l'acide lactique se rencontre dans tout l'organisme, on peut admettre que le sel de M. Lehmann était du lactate de magnésie, dont les proportions de base et d'eau de cristallisation s'accordent avec les dosages du lactate de magnésie.

Sous le point de vue chimique, ajoute M. Liebig, le problème de la digestion paraît donc résolu.

Les observations des divers expérimentateurs qui ont étudié le suc gastrique, s'accordent sur ce point que ce liquide renferme un acide organique et de l'acide phosphorique ou un biphosphate. On voit d'ici l'analogie qui existe entre ce suc et le liquide musculaire.

Du reste, MM. Gmelin et Tiedemann ont depuis longtemps reconnu l'identité de l'extrait alcoolique du suc gastrique avec celui du bouillon.

Le bouillon concentré, privé de graisse et de gélatine, préparé ainsi que nous l'avons dit, constituerait donc, pour beaucoup de

malades, un remède précieux pour faciliter le travail de l'estomac et pour favoriser la digestion. L'influence salutaire d'un bon bouillon se concevra donc aisément dans le cas où le sang et la substance musculaire de malades amaigris ne fournissent pas suffisamment de matériaux pour réparer les forces, c'est-à-dire les particules organiques perdues.

Si enfin on considère que les acides lactique et phosphorique sont fixes à des températures auxquelles les acides hydrochlorique, acétique et butyrique se volatilisent, on s'explique sans peine qu'en distillant du suc gastrique, on obtient tantôt l'un ou l'autre de ces divers acides; car dans ces circonstances les acétates, les butyrates et le sel marin même sont décomposés par l'acide lactique et les phosphates acides, et la quantité de ces acides doit dépendre de la quantité d'acide lactique ou d'acide phosphorique en présence, ainsi que des proportions de sels existants dans le suc gastrique.

Conclusions.

Les recherches précédentes sont loin de donner le dernier mot sur la constitution et la nature des diverses substances qui se rencontrent dans le liquide musculaire; elles ne doivent être considérées, selon M. Liebig, que comme le point de départ d'un travail qu'il promet de rendre plus complet.

Dans les animaux entièrement développés, l'organe que nous appelons muscle est en majeure partie formé de fibrine et d'albumine ; on y rencontre en outre une foule de membranes très-fines, et des vaisseaux remplis de liquides, soit colorés, soit incolores; et, de tous les organes, les muscles sont les seuls qui reçoivent une partie si considérable du système nerveux.

Depuis longtemps M. Berzélius a fait remarquer que pour l'albumine, la fibrine et le tissu cellulaire, il faut distinguer trois formes : la première est celle dans laquelle ces matières sont aptes à l'organisation ; dans la seconde, elles sont organisées; enfin, les matières qui se trouvent sous la troisième forme se rencontrent dans les liquides; elles sont déjà épuisées, et d'une constitution propre à l'excrétion.

Il faut distinguer encore les liquides colorés et incolores, les membranes des nerfs et la substance de ceux-ci.

La créatine et la créatinine font partie constituante des muscles; mais elles font également partie de l'urine ; si leur présence dans le

corps dépend d'une activité organique, il est clair que ce n'est que la partie non employée dans les fonctions vitales qui peut passer dans l'urine (1).

Une étude attentive de ce liquide dans les maladies pourrait fournir des renseignements précieux à cet égard.

La substance du liquide musculaire, qui est soluble dans l'eau froide et insoluble dans l'alcool, possède tous les caractères de la gélatine; sa dissolution concentrée se prend en gelée par le refroidissement, et elle forme avec l'acide tannique un précipité qui ne diffère en rien du tannate de gélatine.

On trouve encore dans ce liquide une autre substance qui, du reste, n'a pas été examinée; pendant l'évaporation, elle se sépare en pellicules ou en membranes insolubles dans l'eau froide; dans l'eau chaude, elle se gonfle et devient gélatineuse : ce n'est point de la caséine.

La majeure partie des substances solubles dans l'alcool consiste dans une ou plusieurs substances très-azotées : ce sont ces matières qui produisent les cyanures des cendres.

Si à la partie du bouillon qui est soluble dans l'alcool et l'éther on ajoute de l'acide sulfurique pour séparer l'alcali, et qu'on abandonne pendant quelque temps le liquide filtré, il se dépose des aiguilles longues et transparentes, très-acides, et exemptes d'alcali. Cette substance n'a pas encore été examinée.

Enfin, les eaux mères acides, saturées par la chaux, évaporées à siccité, puis épuisées par l'alcool, donnent, après une addition d'éther, un dépôt et un liquide contenant de la créatinine en combinaison avec un acide organique très-azoté qui est à examiner.

M. Liebig ajoute qu'il a fait tous ses efforts pour constater la présence de l'urée ou de l'acide urique dans le liquide musculaire, et il pense qu'il aurait réussi même s'il n'y avait eu qu'un millionième de ces substances. Ses recherches excluent donc l'urée du nombre des principes constituants du liquide musculaire. Une seule fois, cependant, il lui est arrivé d'obtenir un corps qui présentait

(1) C'est cette présence de la créatine, dans l'urine qui fait admettre à M. Heintz que la créatine doit être rangée parmi les substances *excrémentitielles*; il ne pense pas qu'elle constitue l'un des principes alimentaires les plus importants du bouillon de viande et il se demande « si la créatine ne serait pas plutôt l'un des derniers produits des actions chimiques dont on est si fort en droit de soupçonner la présence à la suite de la contraction musculaire.»

tous les caractères de l'acide urique; mais il n'a pu réussir à le reproduire.

446. — Sur la protéine; par M. MULDER (*Repertorium für die Pharmacie*, t. XLVII, p. 1, 146, 290, et t. XLVIII, p. 1, 146, et brochure in-8°, Francfort, 1847).

M. Mulder revient avec beaucoup de détails sur les combinaisons protéiques, question controversée qui a fait l'objet de plusieurs travaux dont nous avons rendu compte dans l'*Annuaire de Chimie* de 1847, p. 677.

M. Mulder maintient formellement que le soufre *n'est pas un élément essentiel à la protéine;* la composition de cette dernière est représentée par $C^{36}H^{25}Az^{4}O^{10}$; les substances albumineuses peuvent être considérées comme formées de ce corps uni avec des proportions variables de *sulfamide* et de *phosphamide.*

Le soufre que renferme accidentellement le précipité produit par l'acide acétique dans les dissolutions potassiques de blanc d'œuf, s'y trouve sous la forme d'acide hyposulfureux; la présence de cet acide dans le précipité est une conséquence de la décomposition de la sulfamide $SAzH^2$.

M. Mulder n'a pas isolé cette amide; mais les preuves de son existence, il les tire d'un ensemble de faits que nous chercherons à analyser.

En faisant arriver un courant de chlore dans du blanc d'œuf, cette substance se précipite entièrement au bout d'un certain temps; durant cette réaction, le blanc d'œuf a perdu les éléments de l'ammoniaque qui se retrouve dans la liqueur surnageante à l'état de sel ammoniac.

Le soufre n'a pas varié; mais si le précipité le renferme dans les mêmes proportions que le blanc d'œuf pur, il le renferme dans un état dans lequel il n'agit plus sur l'argent, à l'état d'acide hyposulfureux S^2O^2.

Nous reviendrons plus bas sur le chlorite de protéine; constatons pour le moment l'action oxydante du chlore, d'où résulte du chlorhydrate d'ammoniaque, et de l'acide hyposulfureux qui s'unit avec la protéine.

$$S^2Az^2H^4 + 2HO = 2AzH^3 + S^2O^2.$$

Il est à remarquer que M. Mulder n'a pu réussir, jusqu'à ce jour,

à obtenir cette décomposition aussi nette qu'elle vient d'être formulée ; le précipité renferme toujours du soufre libre, dû, sans doute, à une décomposition secondaire.

Il est plus difficile de fournir des faits à l'appui de la préexistence de la phosphamide ; M. Mulder renvoie cette question à un prochain mémoire, et il se borne pour le moment à signaler le dégagement, faible à la vérité, d'hydrogène phosphoré, pendant qu'on décompose la dissolution potassique du blanc d'œuf par l'acide acétique, et il rapproche ce fait du dégagement d'hydrogène sulfuré que l'on observe dans les mêmes circonstances.

L'acide sulfureux exerce sur le blanc d'œuf la même action que le chlore, quant à la propriété qu'il communique à cette substance, de ne pas noircir une lame d'argent à chaud.

Le liquide surnageant renferme de l'ammoniaque.

En traitant une dissolution de blanc d'œuf dans la potasse, par de l'acide sulfureux, M. Mulder a obtenu le composé qu'il a décrit, il y a neuf ans, sous le nom de protéine sulfurée.

Sels de protéine et d'albumine.

Le blanc d'œuf joue le rôle de base et d'acide; le premier rôle est bien plus prononcé que le second; les quantités d'oxydes métalliques auxquels il s'unit sont si faibles, et la protéine retient d'ailleurs les autres substances fixes avec une ténacité telle que M. Mulder n'a pas cru devoir s'occuper plus particulièrement des combinaisons salines dans lesquelles la protéine joue le rôle d'acide.

La capacité de saturation de la protéine et du blanc d'œuf, pour les acides, est ostensiblement la même. Les sels de protéine n'ont pu être obtenus exempts d'acide hyposulfureux ; il est vrai que quelques-uns d'entre eux ont pu être passablement purs.

Du reste, M. Mulder a reconnu que le maximum d'acide hyposulfureux que la protéine peut fixer, correspond à 2,4 pour 100.

Sulfate de blanc d'œuf et sulfate de protéine. — La présence constante d'un peu de soufre rend l'évaluation de l'acide sulfurique assez difficile ; cependant les sulfates d'albumine, de cristallin et de caséine se correspondent sensiblement.

On les prépare en délayant les substances sèches avec de l'acide sulfurique monohydraté, et précipitant, au bout de quelques heures, le magma par l'eau.

Le sulfate d'albumine a fourni 8,3 pour 100 d'acide sulfurique.
» de cristallin. 8,63
» de caséine. 8,45
» de protéine. 4,8

Cette quantité correspond à un demi-équivalent; le sulfate de protéine se représente donc par la formule :

$$2(C^{36}H^{27}Az^{4}O^{12}) + SO^{3}.$$

Chlorhydrates. — En versant de l'acide chlorhydrique dans une dissolution d'albumine, de fibrine, ou de caséine, le chlorhydrate de ces bases se précipite. M. Mulder a examiné autrefois la combinaison d'albumine, et il s'est assuré que cette combinaison doit être représentée par 5 équivalents de blanc d'œuf et 2 équivalents d'acide chlorhydrique.

Tannates. — En versant de l'acide tannique, goutte à goutte, dans de la protéine contenant de l'acide hyposulfureux, tout cet acide est entraîné dans le précipité qui se forme.

Ainsi que la gélatine, la protéine s'unit dans plusieurs proportions avec l'acide tannique, suivant qu'on opère sous l'influence d'un excès d'acide ou d'un excès de protéine.

M. Mulder a analysé deux combinaisons qu'il formule, l'une, par :

$$(C^{36}H^{26}Az^{4}O^{11} + O, 2S^{2}O^{2}) + C^{18}H^{5}O^{9}, 2HO.$$

et l'autre par :

$$(C^{36}H^{26}Az^{4}O^{11} + O, 15S^{2}O^{2}) + 3(C^{18}H^{5}O^{9})3HO.$$

Action du chlore sur l'albumine.

Le précipité qui se forme quand on fait arriver un courant de chlore dans une dissolution aqueuse d'albumine, varie suivant la durée de la réaction. Si cette réaction n'a duré qu'une heure, le précipité consiste en une combinaison de blanc d'œuf et d'acide chloreux; si au contraire l'action du chlore a été maintenue pendant quelques jours, on n'obtient plus que de la protéine unie aux acides hyposulfureux et chloreux.

Ces deux combinaisons se distinguent aisément en ce que la première, chauffée sur une lame d'argent avec de la potasse, produit une tache noire, ce que ne fait pas la seconde.

La fibrine et la caséine donnent également deux combinaisons : du chlorite de fibrine ou de caséine, et du chlorite de protéine ; ce dernier constitue le produit final de l'action prolongée du chlore sur la fibrine, le blanc d'œuf, la baleine, la corne, les cheveux ou la caséine. Il est aisé de l'obtenir pur, et on n'a à craindre que le mélange de la combinaison acide avec la combinaison neutre, et réciproquement.

Le chlore exerce une action semblable sur le composé que M. Mulder avait nommé *oxyprotéine;* il forme du chlorite de protéine $ClO^3,C^{36}H^{25}Az^4O^{10}$.

En discutant les anciennes analyses et les comparant avec de nouvelles, M. Mulder considère cette oxyprotéine comme de la protoxyprotéine $C^{36}H^{25}Az^4O^{10} + O$.

447. — Mémoire sur le dosage de l'urée; par M. E. Millon (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences,* t. XXVI, p. 119).

La valeur physiologique qu'on attribue à la présence de l'urée dans les urines rend son dosage d'une assez grande importance. La proportion d'urée doit être, en effet, un indice du mouvement d'oxydation qui porte, soit sur les tissus protéiques de l'économie, soit sur l'alimentation azotée, et l'on peut espérer de définir très-souvent, par les variations seules de l'urée, l'espèce animale, le régime, les changements de régime, et jusqu'à un certain point, la direction générale de plusieurs maladies, ainsi qu'on le verra plus loin.

Ces relations que la nature chimique de l'urée faisait pressentir, avaient besoin d'une démonstration expérimentale. Mais les méthodes analytiques qu'on a possédées jusqu'ici ne permettaient guère de s'engager dans des recherches étendues.

M. Millon a eu recours à une méthode particulière qui consiste à faire agir le nitrite de mercure sur l'urée ; ce sel se dissout dans l'acide nitrique faible ou cencentré, sans se décomposer ; le gaz nitreux ne s'échappe pas, et continue néanmoins de réagir sur l'urée, et de la transformer en acide carbonique et en azote.

Voici maintenant les détails de cette méthode :

On prépare d'abord du nitrite de mercure en faisant réagir 168 grammes d'acide nitrique à 4 équivalents et demi sur 125 grammes de mercure. Le mercure se dissout presque complétement à froid ; mais à l'aide d'une très-douce chaleur, on achève de l'atta-

quer ; on ajoute aussitôt 2 volumes d'eau distillée pour 1 volume de liqueur mercurielle ; le mélange, ainsi dilué, se conserve des mois entiers, et ne perd rien de son action, malgré les cristaux qui s'y déposent.

Pour procéder à l'analyse, on prend un petit ballon de verre d'une capacité de 150 à 200 centimètres cubes ; on y introduit, à l'aide d'une pipette de 40 à 45 centimètres cubes, de la solution mercurielle ; on verse par-dessus 15 à 20 grammes d'urine ; on lave le col du ballon avec un peu d'eau distillée ; on remue de manière à mélanger doucement, et tout aussitôt le petit ballon est adapté à un appareil d'aspiration où l'acide carbonique se recueille et se dose dans des tubes de potasse, par une double pesée.

La réaction du nitrite acide de mercure commence même à froid ; mais on la rend complète en portant un instant à l'ébullition le mélange contenu dans le flacon.

Le poids de l'acide carbonique obtenu donne celui de l'urée lorsqu'on le multiplie par 1,371.

M. Millon s'est assuré que l'analyse donne des chiffres invariables malgré les changements les plus notables dans la quantité d'urine ou de nitrite, ou dans les proportions d'urée. On peut, de plus, ajouter à l'urine ou en retrancher les substances qui s'y rencontrent habituellement sans que le dosage de l'urée en soit affecté : on a essayé de ce point de vue les acides urique, hippurique, oxalique, acétique, lactique, butyrique, l'albumine, le sucre de diabétique, la matière colorante et les matières propres de la bile.

M. Millon signale une relation intéressante entre les chiffres de la densité de l'urine et la proportion d'urée. Le deuxième et le troisième chiffre, après la virgule, expriment dans la densité, assez exactement, la quantité d'urée que contiennent 1000 grammes d'urine. C'est une sorte de loi empirique qu'un très-grand nombre de cas ont permis de constater.

Ce rapport n'appartient qu'à l'urine de l'homme en bonne santé ; il disparaît dans celles du chat, du chien, du lapin, ainsi que dans les urines pathologiques ; il suffit même d'une perturbation un peu notable dans le régime, pour que la relation numérique n'existe plus.

Voici quelques exemples à l'appui de cette relation :

Urine normale de l'homme, densité à + 15°.	Urée contenue dans 1000 gr. de la même urine. Gr.
1,0116	11,39
1,0046	4,39
1,0092	9,88
1,0277	29,72
1,0143	11,99
1,0110	10,60
1,0260	25,80
1,0290	31,77
Urine du lapin, densité à + 15°.	
1,0092	3,01
1,0149	5,23
1,0160	6,14
Urine du chien, densité à + 15°.	
1,052	111,07
1,054	92,08
1,050	111,09

	Urines pathologiques de l'homme, densité à + 15°.	Urée contenue dans 1000 gr. de la même urine.
Pneumonie droite, deuxième degré.	1,015	39,75
—	0,025	45,94
Rhumatisme articulaire	1,028	43,11
Pneumonie double	1,017	42,90
Phthisie, troisième période	1,043	24,25
Diabète	1,037	8,25
Diabète (accès de fièvre)	1,039	21,50
Autres diabètes	1,035	5,51

448. — Sur la présence de l'urée dans l'humeur vitrée de l'œil ; par M. MILLON (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXVI, p. 121).

L'humeur vitrée exprimée des cellules hyaloïdes de l'œil de bœuf laisse un résidu de 1,63 pour 100. M. Berzélius y signale du

chlorure de sodium, un peu d'albumine et de matière soluble dans l'eau. M. Millon y a reconnu la présence constante de l'urée dans la proportion très-forte de 20 à 35 pour 100 du résidu. Le liquide hyaloïde de l'œil ne paraît contenir réellement que du sel marin et de l'urée.

L'humeur vitrée de l'homme et du chien possède la même composition.

L'humeur aqueuse qui remplit les chambres antérieures de l'œil, contient aussi de l'urée et du chlorure de sodium.

449. — Réaction pour découvrir le sucre dans l'urine de diabétique (*Archiv der Pharmacie*, t. XCVIII, p. 336).

On fait bouillir quelques gouttes de l'urine avec un peu de potasse; s'il y a du sucre, il se forme un liquide brun foncé qui développe une odeur de mélasse quand on y verse de l'acide nitrique. Cette réaction est encore sensible quand l'urine est étendue de 10 fois son poids d'eau.

450. — Analyse d'une urine diabétique; par M. Reich (*Archiv der Pharmacie*, t. CI, p. 20).

M. Reich a examiné deux échantillons d'urine diabétique rendus par le même malade à huit jours de distance.

La première renfermait :

Sucre	43,300
Acide urique	1,310
Urée	9,700
Mucus	0,280
Matières extractives colorantes solubles dans l'alcool.	16,220
Matières extractives solubles dans l'eau	4,363
Chlorure de sodium	0,820
Chlorure de potassium	0,266
Phosphate de soude	1,745
Phosphate de chaux	0,330
Sulfate de potasse	0,251
Phosphate de magnésie	0,023
Silice	0,032
Eau	921,360

Sa densité était de 1,032.

1000 parties de liquide contiennent 78,640 de matières fixes.

La densité de la deuxième urine n'était plus que de 1,021. Les matières salines avaient diminué également. 1000 parties d'urine ne fournissaient plus que 51,8 de résidu.

La quantité de sucre était moindre; par contre, l'urée était bien plus abondante, ainsi que le chlorure de sodium, le phosphate de soude et le phosphate de magnésie. Le microscope y a révélé des cristaux de phosphate ammoniaco-magnésien. La première urine n'en contenait pas.

451. — Sur l'urine et le sang des diabétiques; par M. Fonberg (*Annalen der chemie und Pharmacie*, t. LXIII, p. 360).

M. Fonberg a été plusieurs fois dans le cas de faire fermenter de l'urine diabétique fortement sucrée, sans obtenir de l'alcool. Quelques recherches comparatives faites avec de l'urine diabétique pure, et ce même liquide additionné de levure de bière, ont fourni les résultats suivants ;

1° La température active la fermentation sans influer sur ses produits; la réaction s'établit avec la même facilité dans l'un et l'autre cas.

2° L'urine diabétique pure se décompose avec la même facilité à l'air libre que dans une éprouvette sur le mercure; dans le premier cas, il se forme des produits fétides qui n'apparaissent pas dans le second.

La potasse active la fermentation de l'urine pure; l'acide sulfurique ou l'ébullition la suspendent.

Les gaz qui se dégagent sont constamment de l'acide carbonique et de l'hydrogène; l'acide domine au commencement de la réaction, l'hydrogène l'emporte vers la fin.

Le liquide qui a ainsi fermenté est faiblement acide, et ne renferme plus d'urée, mais du butyrate d'ammoniaque (cette circonstance rappelle les expériences de M. Schmidt sur la fermentation de l'urée, p. 367).

L'urine normale acquiert également la propriété de fermenter et de produire de l'acide butyrique et de l'ammoniaque quand on l'additionne de sucre de diabète ou de glucose.

L'auteur ajoute ensuite quelques détails sur un diabétique : « Le malade était un jeune homme de 14 ans; le régime était exclusivement animal; l'urine rendue était de 10 litres par

jour; cette quantité se réduisit à 4 litres par un régime végétal, et finalement, à 2 $\frac{1}{2}$; néanmoins la nature du liquide n'avait pas changé; et, à l'exception du sucre, il ne différait en rien de l'urine normale; sa réaction était acide; la densité oscillait entre 1,0231 et 1,0088.

« L'urée fut dosée à l'état de nitrate; sa quantité augmentait à mesure que l'urine diminuait.

« Le sucre a été extrait au moyen de l'alcool; quelquefois aussi il fut dosé à l'aide du tartrate de cuivre. L'urine, d'une densité de 1,0231, renfermait constamment 46,5 pour 100 de sucre. Celle de la densité de 1,0088 n'en contenait que 32 gr.

« Ni le régime, ni l'époque de la maladie, n'exerçaient d'influence sur l'urée ou sur le sucre; il n'y avait de différence que pour la coloration et le sel marin qui étaient plus considérables au commencement de la maladie.

« Les matières vomies 2 heures après l'ingestion de pain blanc ne renfermaient pas de sucre; mais 72,69 grammes de sang veineux en contenaient 0,025. Il n'y avait pas d'urée. »

452. — **Sur la matière colorante de l'urine;** par M. Heller (*Archiv der Pharmacie*, t. XCVIII, p. 203).

D'après M. Braconnot, l'urine bleue doit sa couleur à une matière qu'il a nommée cyanurine. M. Heller l'attribue à un corps jaune, dans le principe (uroxanthine), qui se transforme par l'oxydation en deux autres matières colorantes, l'une d'un rouge rubis, l'autre bleu d'outremer.

D'après M. Heller, l'uroxanthine se rencontrerait surtout dans les maladies où le sang renferme beaucoup d'urée, la maladie de Bright, le choléra. L'urine normale n'en renferme que fort peu. L'auteur n'a pu l'isoler.

Il parle encore d'urrhodine, d'uroglaucine, d'uroérythrine et d'une matière rouge hyacinthe qui se produirait dans le typhus.

453. — **Analyse des urines de veau et de mouton;** par M. Braconnot (*Annales de Chimie et de Physique*, 3e série, t. XX, p. 238).

1000 parties d'urine de veau, nourri du lait de sa mère, ont onné à l'analyse :

	Gr.
Phosphate ammoniaco-magnésien.....	0,18
Chlorure de potassium............	3,22
Sulfate de potasse................	0,44
Matière animale................. Urée........................	2,36
Phosphate de fer................ — de chaux............. — de potassse............ Acide combustible uni à la potasse.. Silice..................... Mucus et chlorure de sodium ?......	traces.
Eau........................	993,80

Un litre d'urine de mouton renferme en matières solides :

Chlorure de potassium............	6,13
Sulfate de potasse..............	3,74
Carbonate de magnésie...........	1,40
Urée, matière animale.......... Hippurate et bicarbonate de potasse. Carbonate de chaux, mucus et oxyde de fer..................	en quantité indéterminée.

454. — Analyse d'un calcul urétral de bœuf; par M. Lassaigne (*Journal de Chimie médicale*, 3e série, t. III, p. 10).

Ce calcul était d'une couleur jaunâtre et d'un aspect nacré. Il était formé de couches concentriques au centre desquelles se trouvait un petit calcul du volume d'un grain de millet.

Ce calcul contenait :

Carbonate de chaux.................	87,8
— de magnésie...............	1,5
Sous-phosphate de chaux............	traces.
Mucus.......................... Eau et matières indéterminées......	10,7

455. — Analyse d'un calcul de bœuf; par M. Abbene (*Annuario di Fisica e di Chimica*, 1846, p. 225).

Ce calcul urinaire a été fourni par un bœuf; sa forme est irrégu-

lière; sa couleur est d'un brun sale; sa structure est granulée à l'extérieur; l'intérieur était formé de couches alternatives de matières blanches et rouges. Son poids était de 0,380.

Il s'est trouvé composé ainsi qu'il suit :

Carbonate de chaux	0,62
Phosphate de chaux avec trace de magnésie	0,12
Substance animale particulière	0,21
Silice et traces d'oxyde de fer Perte	0,05

456. — Analyse d'un calcul urinaire de cheval; par M. Ohme (*Archiv der Pharmacie,* t. XCVIII, p. 287).

M. Ohme a fait l'analyse d'un calcul urinaire du poids de 165 grammes, extrait chez un cheval de dix ans. Cette concrétion était légèrement brune à la surface et couverte d'une matière cristalline.

Sa densité variait entre 2,07 et 2,16. Il était formé en 100 parties :

Carbonate de chaux	73,61
Carbonate de magnésie	2,75
Sulfate de chaux	3,50
Oxalate de chaux	2,20
Phosphate ammoniaco-magnésien	1,50
Matière grasse et mucus desséché	13,18
Eau	1,80
Perte	1,46

457. — Analyse du calcul d'un singe; par M. Landerer (*Repertorium für die Pharmacie,* t. XLV, p. 60).

Cette concrétion a été recueillie dans la vessie urinaire d'un singe. elle avait le volume d'un petit haricot; elle était jaune. Projetée sur des charbons, elle répandit une odeur ambrée assez agréable.

Phosphate de chaux	73
Phosphate de magnésie	5
Carbonate de chaux	6
Matières organiques	16

458. — Analyse d'un calcul de porc; par M. Bley et Diesel (*Archiv der Pharmacie*, t. XCVIII, p. 283).

Ce calcul a été trouvé dans la vessie d'un porc; il était de la grosseur d'un petit œuf de poule; sa couleur était grisâtre; sa surface partiellement rugueuse et recouverte d'une matière blanche. Son poids était de 3gr,350.

Sa section a laissé voir distinctement 5 couches différentes.

La composition de ce calcul est la suivante :

Albumine animale	4,5
Résine animale rouge	3,5
Résine animale verte	0,5
Graisse	1,5
Carbonate de chaux	44,5
Phosphate de chaux et de magnésie	60,55
Sulfure de calcium	2,236
Acide ulmique / Silice	1,5
Eau et perte	26,214

459. — Calculs urinaires; par M. Bley (*Archiv der Pharmacie* t. XCIX, p. 257 et 271).

M. Bley a analysé six calculs urinaires de la grosseur d'un noyau de cerise :

Albumine	0,7500
Graisse	0,5000
Oxalate de chaux et mucus de la vessie	1,2500
Carbonate de chaux	3,5520
Phosphate de chaux	2,2211
Phosphate de magnésie	1,2269
Perte et eau	0,5000

Ils dégageaient de l'ammoniaque par la chaleur.

M. Bley a en outre examiné quelques calculs biliaires qui ont été trouvés dans la vésicule biliaire d'une femme de soixante ans.

Ils avaient sensiblement la forme d'un octaèdre; marbrés de brun et de jaune. L'alcool les dissolvait presque entièrement.

100 parties étaient formées.

Cholestérine	....	96,0
Résine biliaire	....	4,0
Mucus de la vésicule biliaire	......	
Matière colorante de la bile	....	
Phosphate de chaux et traces de sels organiques	....	

460. — Analyse d'un calcul; par M. Venghauss (*Archiv der Pharmacie*, t. XCIX, p. 38).

D'après l'auteur, ce calcul consistait, pour la majeure partie, en cystine avec des traces de matière résineuse et d'albumine. Il avait été rendu par un homme depuis longtemps affecté de la gravelle. Il pesait 0gr,50, et possédait une densité de 1,68.

461. — Recherches sur la bile de bœuf; par M. Mulder (Brochure in-8°, *Francfort*).—**Même sujet**; par M. Strecker (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXV, p. 130, et *Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXV, p. 909).—**Sur la substance cristallisable de la bile**; par M. Platner (*Journal für prakt. Chemie*, t. XL, p. 129).

L'étude de la bile de bœuf se poursuit au milieu de controverses assez animées; en laissant toute contestation de côté, on trouvera, pour cette année, de notables progrès qui sont dus tant à M. Mulder qu'à M. Strecker.

M. Mulder a simplifié, par les formules, les complications apparentes qu'avait produites le grand travail de M. Berzélius. Les acides cholinique, fellanique, fellique, choloïque et la dyslysine dont M. Berzélius a donné, avec raison, des descriptions différentes, représentent un même groupement qui ne diffère dans chaque produit que par les proportions d'eau; on a ainsi :

Dyslysine........	$C^{50}H^{36}O^{6}$, HO
Acide cholinique..	$C^{50}H^{36}O^{6}$, 2HO
— fellanique. .	$C^{50}H^{36}O^{6}$, 3HO
— fellique. . . .	$C^{50}H^{36}O^{6}$, 4HO
— choloïque. .	$C^{50}H^{36}O^{6}$, 5HO.

M. Mulder admet dans son travail que la matière primitive de la bile se représente par le groupement fondamental de la série précédente, auquel il faut ajouter de l'ammoniaque et de la taurine; mais suivant M. Strecker, les faits ne sont pas aussi simples. La bile se composerait essentiellement de deux sels de soude; l'un ren-

fermerait l'acide cholique de M. Gmelin, acide azoté et non sulfuré; l'autre sel contiendrait tout le soufre de la bile.

L'acide sulfuré de la bile se convertirait, comme l'indique M. Mulder, sous l'influence des acides, des alcalis et des ferments, en taurine et en un des termes du groupement bilique $C^{50}H^{36}O^{6},HO^{n}$; mais l'acide cholique pur fournirait, dans les mêmes circonstances, du sucre de gélatine à la place de taurine. Ce fait est le point le plus important du travail de M. Strecker; il corrige aussi la formule du groupement bilique, et n'y admet que 48 équivalents de carbone au lieu de 50 : $C^{48}H^{36}O^{6},HO$; il trouve que l'acide cholique a pour formule $C^{52}H^{43}AzO^{12}$, et il établit l'équation suivante :

$$\underset{\text{Acide cholique.}}{C^{52}H^{43}AzO^{12}} = \underset{\text{Acide fellique.}}{C^{48}H^{40}O^{10}} + \underset{\text{Glycocolle.}}{C^{4}H^{3}AzO^{2}} + 2HO.$$

M. Strecker, élève trop fidèle de M. Liebig, ne néglige aucune occasion d'attaquer vivement M. Mulder; il prétend que les acides, en agissant sur la matière biliaire, ne forment qu'un seul produit, l'acide choloïdique; c'est-à-dire qu'il retombe volontairement dans l'erreur de M. Demarçay, et confond les acides cholinique et fellique, distingués par MM. Berzélius et Mulder. Au reste, M. Strecker reproduit fidèlement les données de M. Gmelin sur l'acide cholique; il en décrit en outre un état isomérique, sous le nom d'acide paracholique.

Cependant M. Mulder persiste à croire que, malgré les efforts de M. Strecker, les recherches de M. Berzélius sont restées intactes. Il annonce que ces travaux à lui ne sont que la confirmation des résultats obtenus par M. Berzélius.

La bile ne contient, selon M. Mulder, qu'un seul élément essentiel, c'est la *biline*, que d'autres avaient appelée *acide bilique*. La composition de cette substance est du reste inconnue, parce qu'elle se modifie dans des circonstances qu'on ne peut éviter.

La biline renferme les éléments de la taurine, de l'ammoniaque, de l'eau et du groupement $C^{50}H^{36}O^{6}$. Hors l'ammoniaque et la taurine, les produits de décomposition de la biline doivent être considérés comme des combinaisons de ce groupement avec des quantités variables d'eau. Ces combinaisons, dont nous avons donné le tableau, se produisent toujours, quelles que soient les circonstances qui président à leur formation.

Le temps a une influence marquée sur la constitution de la bile

Le changement qu'elle subit doit être attribué à la biline, qui décroît dans la bile à mesure qu'elle vieillit; cette disparition de la biline est étroitement liée à l'augmentation des acides fellinique et cholinique. Ces acides se produisent également quand on fait bouillir la biline dans l'acide hydrochlorique concentré; l'acide fellinique se forme le premier; si on prolonge l'ébullition, on obtient de la dyslysine, qui est un hydrate du groupement $C^{50}H^{36}O^{6}$, ainsi que ces acides. Enfin il se produit de la taurine et de l'ammoniaque. Les résultats sont les mêmes pour la bile ancienne. Les modifications que la bile éprouve par l'évaporation ou par une forte dessiccation sont identiques aux précédentes.

Les acides fellinique et cholinique ne sont pas les seuls à se former dans la bile abandonnée à elle-même; la taurine est du nombre ainsi que l'ammoniaque, la dyslysine, les acides fellanique, cholinique et cholique. Avec de l'acide hydrochlorique bouillant, ces trois acides se comportent comme les deux autres et se transforment en dyslysine.

Débarrassée de la graisse et des matières colorantes, la bile fraîche fournit à l'analyse des nombres qui cadrent avec les formules de la taurine, de l'ammoniaque et du radical $C^{50}H^{36}O^{6} + aq$.

La bile vieille et la bile putréfiée donnent des résultats semblables et qui ne diffèrent que pour l'eau.

C'est à la faveur de l'ammoniaque que les acides précédents sont maintenus en dissolution; la bile fraîche même n'est pas exempte de cet alcali. Mais quoique combinés avec l'ammoniaque, ces acides peuvent fixer plus ou moins de biline, c'est ce qui produit les acides bilifellique et bilicholinique; ces combinaisons peuvent se former avec un *minimum*, un *medium* et un *maximum* de biline.

D'après MM. Berzélius et Mulder, ces acides se précipitent quand on verse de l'acétate de plomb dans de la bile; la liqueur retient de la biline. M. Strecker soutient, au contraire, que la partie non précipitable par les sels de plomb ne diffère en rien de celle qui en est précipitée, et il annonce que la liqueur qui a été précipitée par l'ammoniaque et l'acétate de plomb lui a fourni, par un traitement convenable, des cristaux identiques avec ceux de la *bile cristallisée.*

M. Mulder consacre une cinquantaine de pages à la description de précipités plombiques, qui ne sont en fin de compte que du bilifellinate et du bilicholinate de plomb au minimum.

La *bile cristallisée* n'est elle-même, d'après M. Mulder, que la combinaison sodique de ces acides ; mais les cristaux renferment de la biline interposée. Ce chimiste est loin d'accorder à la *bile cristallisée* l'importance qu'on lui a attribuée dans le principe.

Quoi qu'il en soit, chaque année amène un perfectionnement au procédé de préparation de ce composé. M. Platner, qui l'a obtenu le premier, y revient de nouveau. Après avoir critiqué le procédé de M. Verdeil (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 710), il recommande la méthode suivante : on dissout dans l'alcool absolu de la bile desséchée au bain-marie, et on laisse reposer pendant quelque temps le liquide dans un vase bien bouché. Après avoir été filtrée, la liqueur est chauffée et agitée avec de l'éther jusqu'à ce que la bile commence à se séparer sous forme d'une masse poisseuse. On laisse au dépôt le temps de se former et on décante le liquide clair dans un verre sec exposé au froid. Il s'y dépose bientôt des cristaux de bilate de soude pur, que l'on jette sur un filtre, au froid, et on les exprime vite, car ils sont très-déliquescents.

Ces cristaux servent à M. Strecker pour préparer de l'acide cholique très-pur. Pour cela il les dissout dans l'eau, et il verse dans la dissolution de l'acide sulfurique jusqu'à ce qu'il se forme un léger trouble. Au bout de quelque temps, on voit apparaître des aiguilles groupées en étoiles et mêlées de gouttes huileuses ; mais l'eau froide dissout la matière grasse, tandis que les cristaux restent à peu près intacts.

Débarrassés, par les lavages, de l'acide sulfurique adhérent et de la matière grasse, les cristaux sont mis dans de l'eau bouillante ; par le refroidissement, la liqueur filtrée à chaud se prend en une masse d'aiguilles fines.

Ces cristaux possèdent toutes les propriétés de l'acide cholique de M. Gmelin.

1000 parties d'eau froide dissolvent 3,3 parties de cet acide.

1000 parties d'eau bouillante en dissolvent 8,3.

La dissolution aqueuse froide possède une saveur douceâtre et amère, elle rougit le tournesol et elle est sans action sur les acides, l'acétate de plomb, le nitrate d'argent et le sublimé ; l'acétate basique de plomb la trouble légèrement.

Cet acide est très-soluble dans l'alcool ; ce dernier se dégage au bain-marie et abandonne une masse résineuse ; l'acide se décompose en partie à cette occasion, ainsi que l'a déjà observé M. Platner.

Si, dans la dissolution alcoolique, on verse de l'eau jusqu'à ce qu'elle soit devenue laiteuse, on peut la filtrer sans qu'il reste quelque chose sur le filtre; au bout de douze heures il s'est formé des aiguilles en même temps que le liquide s'est parfaitement clarifié.

Peu soluble dans l'éther pur, il l'est beaucoup plus dans l'éther contenant un peu d'alcool, et s'en sépare en cristaux par l'évaporation.

Les acides sulfurique, chlorhydrique et acétique le dissolvent en abondance; par l'évaporation l'acide acétique l'abandonne en masse cristalline. Les dissolutions de l'acide cholique dans les acides minéraux concentrés se troublent à chaud et déposent des gouttes huileuses.

Cet acide se dissout en abondance dans des lessives faibles de potasse, de soude et d'ammoniaque, ainsi que dans l'eau de baryte. Les acides précipitent de cette dissolution un corps résineux qui se transforme en cristaux wavellitiques au bout de quelque temps.

Les cholates neutres précipitent l'acétate de plomb en flocons; le sesquichlorure de fer en flocons jaunes solubles dans l'alcool; le nitrate d'argent en masse gélatineuse qui se dissout en partie dans l'eau chaude, pour s'en séparer en aiguilles par le refroidissement.

Les cholates sont tous solubles dans l'alcool.

Acide paracholique. — La substance insoluble que l'eau chaude sépare du précipité que l'acide sulfurique forme avec la bile cristallisée, consiste en acide paracholique.

Après que l'eau bouillante n'eut plus rien extrait de ce précipité, il resta des lamelles nacrées, consistant en lames hexagonales, reconnaissables au microscope. L'examen microscopique des cristaux d'acide cholique y fit également reconnaître ces tables d'acide paracholique, qui ne diffèrent de l'acide cholique que par la forme et l'insolubilité dans l'eau. Ces tables se dissolvent dans l'alcool, et s'en séparent en aiguilles qui ne diffèrent en rien de l'acide cholique.

Les modifications de ces acides ne paraissent pas persister dans leurs sels.

Il n'est pas nécessaire de passer par la bile cristallisée pour obtenir l'acide cholique; M. Strecker donne la préférence à un procédé qui est calqué sur celui de M. Gmelin : il traite par l'alcool bouillant le précipité formé par l'acétate de plomb dans la bile fraîche; le précipité qui a dû être lavé et séché consiste en cholate plombique; il est maintenu en dissolution dans l'alcool à l'aide d'une

douce chaleur; on précipite alors le plomb par un courant d'hydrogène sulfuré; on épuise le sulfure de plomb par l'alcool, puis par l'eau, et dans les liqueurs alcooliques, on verse l'eau de lavage jusqu'à ce que le mélange des deux liquides se trouble. Par le repos, il se forme une masse blanche cristalline d'acide cholique.

M. Strecker décrit ensuite quelques cholates.

Cholate de soude $C^{52}H^{42}AzO^{11},NaO$. — L'acide cholique se dissout dans la soude faible ou le carbonate de soude, et se précipite sous forme de cholate quand on ajoute une dissolution concentrée de soude caustique ou de carbonate; ce sel est très-soluble dans l'eau. A 15°, 1000 parties d'alcool en dissolvent 39 parties. Par l'évaporation rapide, il se dépose en masse amorphe de la dissolution aqueuse ou alcoolique; mais par l'évaporation lente dans un ballon, il se sépare sous forme d'aiguilles.

Le *cholate d'ammoniaque* $C^{52}H^{42}AzO^{11},AzH^4O$ se prépare par l'acide cholique dissous dans l'alcool absolu et l'ammoniaque; il cristallise en aiguilles qui se précipitent aussitôt si on verse de l'éther dans la dissolution alcoolique; très-solubles dans l'eau, ils perdent de l'ammoniaque par l'ébullition; ils en perdent même dans le vide.

Cholate de baryte $C^{52}AzH^{42}O^{11},BaO$. —Quand on évapore une dissolution d'acide cholique dans l'eau de baryte, il se dépose sur les parois de la capsule des croûtes de cholate; il est plus soluble dans l'eau que dans l'alcool; chauffé avec un excès de baryte caustique en dissolution aqueuse, l'acide cholique se décompose peu à peu; après quelques minutes d'ébullition il a disparu; il se forme du choléate de baryte (cholate de M. Demarçay, chololate de M. Strecker), et si l'on sépare ce sel on retire du liquide restant de beaux cristaux de sucre de gélatine.

L'acide cholique éprouve une décomposition analogue par l'action des acides forts; en employant de l'acide hydrochlorique, on obtient du chlorhydrate de glycocolle, et alors apparaissent les acides résineux décrits par M. Berzélius et analysés par M. Mulder, acides cholinique et fellique. Si l'on prolonge l'action on obtient la dyslysine de M. Berzélius.

Quant au produit sulfuré que renferme la bile (résine biliaire de M. Gmelin, biline de M. Berzélius), il se convertit au contact des acides et des bases en acides résinoïdes identiques à ceux que fournit l'acide cholique, il produit en même temps de l'ammoniaque et de la taurine.

Ce corps, déjà si intéressant par lui-même, possède des propriétés remarquables qui compliquent, du reste, sa purification; il dissout les graisses, les acides gras, et la cholestérine; sa présence dans la bile, empêche la précipitation de l'acide cholique par les acides minéraux et l'acide acétique. En ajoutant de cette substance à la dissolution d'un cholate alcalin pur, l'acide acétique ne produit plus de précipité, et il faut des quantités considérables d'acide sulfurique pour précipiter une substance résineuse qui entraîne en même temps ce corps sulfuré. Cette propriété fut constatée par M. Thénard d'abord, puis par M. Gmelin; elle explique pourquoi la bile n'est pas précipitée par les acides.

M. Strecker fait remarquer que le précipité formé dans la bile par l'acétate de plomb, diffère de celui que forme en second lieu le sous-acétate de plomb; le second précipité consiste en un mélange de cholate de plomb et de sel plombique formé par l'acide sulfuré; mais on ne précipite point ainsi tout l'acide sulfuré, ni même tout l'acide cholique; cette précipitation complète ne s'obtient pas encore par une addition d'ammoniaque à l'acétate basique. La présence des acétates de soude et d'ammoniaque empêche ces séparations; M. Strecker en fournit une nouvelle preuve. Après avoir précipité la bile par l'acétate de plomb basique et l'ammoniaque, il traite le liquide filtré par l'hydrogène sulfuré, et l'additionne d'une lessive concentrée et froide de soude. Le sel de soude qui s'est séparé est lavé avec une lessive de soude, puis dissous dans l'alcool absolu; en y dirigeant un courant d'acide carbonique on enlève l'excès de soude à l'état de carbonate; en versant de l'éther dans la dissolution alcoolique, on obtient une abondante quantité de cristaux mêlés avec une substance amorphe; le tout a l'aspect de la bile cristallisée.

Il est donc impossible de diviser la substance organique de la bile en deux corps distincts; les uns précipitables par les sels de plomb, les autres non précipitables.

M. Strecker rapproche à la fin de son travail la formule de l'acide hyocholique (bile de cochon) $C^{54}H^{43}AzO^{10}$ de la formule de l'acide cholique $C^{52}H^{43}AzO^{12}$.

$$\text{Acide hyocholique} = C^{52}H^{41}AzO^{10} + C^2H^2$$
$$\text{Acide cholique} = C^{52}H^{41}AzO^{10} + 2HO.$$

En retranchant 2 équivalents d'eau de l'acide cholique, il ne

diffère plus de l'acide hyocholique que par les éléments de l'hydrogène bicarboné C^2H^2.

M. Mulder consacre encore quelques lignes aux matières qui restent en disselution avec la biline, après qu'on a éliminé tout ce qui est précipitable par l'acétate de plomb basique. Ces matières sont la glycérine et l'extrait de viande; elles sont en quantité trop minime pour influencer d'une manière sensible les résultats analytiques; mais il n'en est pas moins important de les rencontrer dans la bile.

M. Mulder ne dit pas comment il a constaté la glycérine; il a cependant soin d'avertir que la production de l'acroléine ne peut servir de caractère dans cette circonstance, puisqu'on opère constamment en présence des substances azotées de la bile; l'ammoniaque qui s'en dégage forme, en effet, avec l'acroléine, un corps indifférent et inodore, ainsi que l'a prouvé M. Redtenbacher.

Enfin M. Mulder fait soupçonner dans la bile la présence d'une combinaison protéique. Quand on fait bouillir avec de l'acide chlorhydrique la partie du liquide biliaire sur laquelle les sels de plomb sont sans action, et qu'on laisse déposer l'acide fellinique, la dissolution limpide se colore peu à peu à l'air en beau violet; cette couleur disparaît au bout de quelques jours; elle est identique à celle qu'on observe quand on dissout, à froid, la fibrine dans l'acide hydrochlorique.

462. — Recherches sur la bile de porc; par MM. Gundelach et Strecker (*Annalen der Chemie und Pharmacie,* t. LXII, p. 205).

Ce travail vient à l'appui de l'opinion d'après laquelle la bile est un savon. La bile de porc n'est autre chose qu'un sel de soude mélangé de mucus, de graisse, de cholestérine, de matière colorante et de substances minérales. Voilà du moins la conclusion de MM. Gundelach et Strecker.

La bile de porc est un liquide plus ou moins visqueux à réaction très-faiblement alcaline. L'acide acétique la précipite immédiatement, ainsi que l'a constaté M. Gorup-Besanez (*Annuaire de Chimie,* 1847, p. 719). Évaporée au bain-marie, elle laissa à peu près 11 pour 100 de résidu fixe, qui était composé en 100 parties de :

Mucus biliaire insoluble dans l'alcool....................	5,3
Hyocholate de soude : c'est la partie précipitable par l'éther.	74,8
Graisse, cholestérine, et un peu d'hyocholate de soude....	19,9

Voici maintenant comment les auteurs préparent l'hyocholate de soude : on fait digérer la bile fraîche avec du sulfate de soude et un peu d'eau ; à mesure que le sel se dissout, il se sépare de l'hyocholate de soude, ainsi que du mucus et un peu de matière colorante. Ce résidu est lavé sur un filtre avec une dissolution saturée de sulfate de soude, puis séché à 100°, et traité par l'alcool absolu, qui ne dissout que l'hyocholate, on décolore ensuite par le charbon animal, et on précipite par l'éther. Le dépôt blanc, bien lavé à l'éther, possède les propriétés suivantes :

Il possède une saveur amère très-persistante ; très-soluble dans l'eau et dans l'alcool, sa dissolution aqueuse précipite les sels de chaux, de baryte, de strontiane, de magnésie, de fer, de cuivre, de plomb, de mercure et d'argent ; après la précipitation par l'acétate neutre de plomb, la liqueur réagit acide ; une addition d'ammoniaque la précipite de nouveau ; une portion du sel de plomb reste en dissolution.

On voit que, sous ce rapport, la bile de porc se comporte comme celle de bœuf.

Chauffé sur une lame de platine, ce dépôt fond, se boursoufle, brûle avec une flamme fuligineuse, et abandonne une cendre exempte de chlore, et ne renfermant que des traces d'acide sulfurique.

L'analyse de ce sel a conduit à la formule :

$$C^{54}AzH^{43}O^{10} + NaO.$$

Acide hyocholique $C^{54}AzH^{43}O^{10}$. — En versant de l'acide sulfuriqne étendu dans de l'hyocholate de soude pur, l'acide hyocholique se précipite ; on le dissout dans l'alcool, puis on ajoute de l'eau ; le liquide, devenu laiteux, dépose, à la longue, des gouttes huileuses qui se réunissent enfin en couche résineuse quand l'alcool s'est évaporé.

Cet acide forme une masse résineuse, blanche ; elle fond dans l'eau, y durcit à la longue, et devient susceptible d'être pulvérisée. En cet état, elle fond à 120°, tandis qu'elle fond à 100° tant qu'elle n'est pas humide.

L'acide hyocholique est peu soluble dans l'eau pure, un peu plus soluble dans l'eau acidulée ; les acides nitrique et sulfurique concentrés le dissolvent aisément. Ses dissolutions aqueuse et alcoolique rougissent le tournesol. L'éther le dissout un peu.

Avec l'acide sulfurique et le sucre, l'acide hyocholique produit la réaction caractéristique des autres biles.

La formule donnée plus haut est celle de l'acide ainsi préparé; on remarque qu'il s'unit purement et simplement avec les bases sans perdre de l'eau.

Hyocholate de potasse $C^{54}AzH^{43}O^{10}$, KO. — Ce sel se trouve en petite quantité dans la bile de porc. On le prépare de la manière suivante : l'acide hyocholique, déplacé de sa combinaison avec la soude, par l'acide sulfurique, est dissous dans une lessive faible de potasse, et la dissolution est additionnée de sulfate de potasse; on chauffe. Après le refroidissement l'hyocholate de potasse se sépare en flocons qu'on dessèche à 100° et qu'on dissout dans l'alcool pour précipiter ensuite par l'éther.

L'hyocholate de potasse constitue une masse blanche, amorphe, qui fond au bain-marie tant qu'elle contient de l'eau ou de l'alcool; privée entièrement de ces deux véhicules, elle peut être pulvérisée sans que la poudre s'agglomère même à 120°.

Ni ce sel ni celui de soude n'ont pu être obtenus cristallisés.

L'*hyocholate d'ammoniaque* $C^{54}AzH^{43}O^{10}$, $AzH^{4}O$, s'obtient cristallisé quand on verse une dissolution concentrée d'un sel ammonique quelconque dans de la bile de porc ou dans une dissolution d'hyocholate de soude. Il constitue une poudre cristalline très-soluble dans l'eau, mais peu soluble dans les dissolutions concentrées des sels ammoniacaux. L'alcool le dissout, l'éther précipite la dissolution.

L'*hyocholate de baryte* $C^{54}AzH^{43}O^{10}$,BaO. — Le chlorure de barium précipite la bile de porc, ainsi que les dissolutions aqueuses des sels précédents; le précipité gélatineux constitue l'hyocholate de baryte, peu soluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool. Il possède la saveur amère des autres hyocholates quoique à un degré moindre.

L'*hyocholate de chaux* $C^{54}AzH^{43}O^{10}$,CaO se prépare comme celui de baryte; il est bon de ne pas précipiter tout l'acide hyocholique; car vers la fin la matière colorante elle-même s'unit à la chaux, et vient souiller le produit.

Ce sel est un peu plus soluble dans l'eau que le précédent; il est très-soluble dans l'alcool; l'eau l'en précipite.

La dissolution alcoolique de ce sel est précipitée par un courant d'acide carbonique.

L'*hyocholate de plomb* n'a pu être obtenu d'une composition

constante ; on a analysé deux produits obtenus cependant dans des conditions identiques, au moyen de l'acétate de plomb et de l'hyocholate de soude.

Ce sel est plus soluble dans l'alcool que dans l'eau ; l'éther précipite sa dissolution alcoolique qui bleuit le papier de tournesol rougi.

Hyocholate d'argent $C^{54}AzH^{43}O^{10},AgO$. — En mélangeant une dissolution aqueuse d'hyocholate de soude avec du nitrate d'argent, il se forme un précipité gélatineux qui devient floconneux quand on le fait bouillir. Le précipité se conserve blanc et se sèche bien, tant qu'il n'y a pas d'excès de nitrate d'argent en présence. Il est peu soluble dans l'eau ; mais l'alcool le dissout rapidement.

Examen des produits de décomposition de l'acide hyocholique.

L'acide hyocholique est assez difficile à attaquer ; la potasse fondante, l'acide sulfurique étendu et bouillant, l'acide sulfurique et le peroxyde de plomb n'ont presque pas d'action sur lui. Abandonné à l'état de bile, à lui-même, il se retrouve intact au bout de trois mois, quoique le mucus ait passé à une entière putréfaction.

L'acide nitrique fumant attaque et dissout l'acide hyocholique si l'on ne refroidit pas : quand on chauffe légèrement, il se volatilise de l'eau entraînant des gouttes huileuses, les unes plus lourdes, les autres plus légères que l'eau. En reprenant ces gouttes huileuses par l'acide nitrique fumant, tant qu'il se dégage des vapeurs nitreuses, on obtient finalement de l'acide oxalique cristallisé, imbibé d'un liquide que l'eau précipite ; le précipité paraît être de l'acide hyocholique inaltéré.

En neutralisant le liquide par l'ammoniaque, le concentrant et le traitant par l'alcool, il se précipite du nitrate d'ammoniaque. Le chlorure de calcium produit dans la liqueur un précipité rougeâtre que l'on obtient blanc en le dissolvant à plusieurs reprises dans l'eau, et le précipitant par l'alcool.

Cette poudre blanche renferme de l'acide cholestérique découvert par M. Redtenbacher, dans les produits de décomposition de l'acide choloïdique traité par l'acide nitrique et obtenu également par M. Schlieper, en oxydant l'acide cholique par l'acide nitrique (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 720 et 724).

La composition et les propriétés de cet acide s'accordent avec tout ce que M. Redtenbacher nous a appris sur ce sujet.

Il faut remarquer avec MM. Gundelach et Strecker, que l'acide

choloïdanique qui accompagne l'acide cholestérique, quand on le prépare au moyen de l'acide choloïdique, fait complétement défaut dans le traitement de l'acide hyocholique par l'acide nitrique.

Les produits qui distillent dans cette circonstance, neutralisés par le carbonate de potasse et soumis à une nouvelle distillation, laissent dégager de l'eau entraînant des gouttes huileuses; le tout possédait une odeur stupéfiante qui est due surtout à des gouttes huileuses qui occupaient le fond du liquide. Il passa plus tard de l'eau à odeur d'acides gras, surnagée d'une substance solide qui parut être de l'acide benzoïque.

L'huile pesante ressemblait à l'acide nitrocholique, et le reste des produits de la distillation possédait les propriétés des substances obtenues par M. Redtenbacher.

L'acide hyocholique se transforme également en acides gras volatils quand on l'oxyde par le bichromate de potasse et l'acide sulfurique.

Il résulte des détails que nous avons donnés sur l'acide hyocholique que l'acide de la bile de porc n'est pas de l'acide choloïdique, ainsi que l'avait annoncé M. Gorup-Besanez.

Mis pendant quelque temps en ébullition avec l'acide hydrochlorique l'acide hyocholique n'a pas fourni de taurine, et cela se conçoit, puisqu'il ne renferme pas de soufre.

463. — Sur le soufre contenu dans la bile de quelques animaux; par M. Bensch (*Annalen der Chemie und Pharmacie,* t. LXV, p. 194).

Les différentes espèces de bile qu'on a examinées furent purifiées de la manière suivante : la matière fraîche fut mêlée avec 3 volumes d'alcool absolu, puis filtrée pour en séparer le mucus, et évaporée à siccité; le résidu séché à 100° fut réduit en poudre et digéré pendant vingt-quatre heures avec de l'alcool absolu. Le liquide alcoolique, réduit au huitième de son volume, dans un bain-marie, fut additionné de quelques gouttes d'eau, puis agité avec de l'éther tant que la liqueur éthérée laissait un dépôt graisseux par l'évaporation sur un verre de montre. Ainsi privée de sels et de graisse, la dissolution de la bile fut décolorée avec du charbon animal, puis évaporée et desséchée à 110°

Le soufre fut dosé d'après la méthode de M. Ruling (*Annuaire*

de Chimie, 1847, p. 677), avec cette différence qu'on eut soin d'ajouter de suite $\frac{1}{20}$ de nitrate à la potasse destinée à détruire la bile.

M. Bensch a préparé de la potasse exempte d'acide sulfurique en faisant dissoudre 1 partie de potasse caustique sèche dans 2 portions d'alcool à 80° pour 100°; après avoir fait reposer la liqueur pendant vingt-quatre heures, il enleva la couche supérieure au moyen d'une pipette; il filtra à travers un papier humecté d'alcool et évapora dans une capsule en argent.

Voici les résultats analytiques des différentes biles qui ont été examinées.

	Veau.	Mouton.	Chèvre.	Porc.	Bœuf.	Ours.	Chien.	Loup.
Carbone...	55,43	57,32	57,28	»	»	57,72	»	»
Azote	3,28	3,94	»	»	»	»	»	»
Hydrogène.	7,75	7,85	8,21	»	»	8,35	»	»
Soufre....	4,88	5,71	5,20	0,34	3,58	5,84	6,21	5,03
Oxygène...	15,51	13,32	»	»	»	»	»	»
Cendres....	13,15	11,86	13,21	»	»	8,42	»	»

	Renard.	Poule.	Poisson.	
			I.	II.
Carbone........	»	57,47	55,98	55,41
Azote............ ..	»	3,51	2,55	2,40
Hydrogène..........	»	8,29	8,05	8,01
Soufre..............	5,96	4,96	5,58	5,52
Oxygène............	»	14,78	»	»
Cendres.......... ..	»	10,99	14,11	»

La bile de poisson a été fournie par différentes espèces; elle était généralement très-foncée et possédait une forte odeur de poisson. Purifiée, elle pouvait être chauffée à 120° sans se décomposer.

464. — Note sur l'emploi de l'acide nitrique comme réactif de la bile; par M. Heintz (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXX, p. 136).

M. Heintz a déjà appelé l'attention (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 728) sur l'emploi de l'acide nitrique comme réactif de la bile. Il fait voir, entre autres, que les liquides qui en renferment, deviennent d'abord verts, puis bleus, violets, rouges ensuite et enfin jaunes.

A ce sujet, M. Heintz ajoute que cette réaction n'est déterminée qu'autant que la bile renferme la matière colorante brune, que M. Berzélius appelle *cholépyrrhine*.

465. — Sur les calculs biliaires et la matière colorante de la bile; par M. Hein (*Journal für prakt. Chemie*, t. XL, p. 47).

Les calculs ont été puisés dans une collection pathologique. Voici la composition de six échantillons.

	I	II	III	IV	V	VI
POIDS............	11,735	9,154	9,464	12,609	4,947	10,769
DENSITÉ...........	1,062	1,270	1,053	1,041	1,069	1,056
Perte par la dessiccation.........	4,878	19,179	3,263	2,886	1,974	2,795
Cendres........................	0,588	6,779	1,578	0,497	2,145	0,279
Matières solubles dans l'eau et perte........................	8,210	10,139	5,014	7,557	3,792	10,472
Cholestérine....................	82,815	8,250	82,274	78,058	84,948	76,902
Graisse saponifiable.............	1,499	2,700	1,113	4,272	2,295	7,513
Résidu soluble dans l'ammoniaque.	0,457	1,116	0,695	0,517	0,127	0,834
Résidu insoluble dans id. ..	1,553	52,837	6,063	6,213	4,719	1,205

Les cendres des six variétés renfermaient du chlorure de sodium, du carbonate de chaux et des traces de fer. Les nos II et III contenaient de petites quantités de phosphates.

M. Hein a fait encore quelques analyses de la matière colorante brune ou *cholépyrrhine*, et il est arrivé à la certitude que cette matière n'est pas une combinaison définie. Les résultats analytiques diffèrent en effet considérablement de ceux de M. Scherer (*Annuaire de Chimie*, 1846, p. 719).

Il en est de même de la matière colorante verte ou *biliverdine*.

466. — Recherches chimiques sur le jaune d'œuf; par M. Gobley (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIV, p. 654).

Dans l'*Annuaire de Chimie*, 1846, page 731, et 1847, page 731, il a été question de recherches de ce genre faites par M. Gobley, mais contestées par d'autres. Il résulte des nouvelles expériences faites par ce chimiste :

Que la matière grasse du jaune d'œuf est formée, ainsi qu'il l'a dit, d'*huile d'œuf* et d'une *matière visqueuse*. C'est cette matière qui renferme le phosphore ;

Que les acides oléique, margarique et phosphoglycérique, que

l'acide lactique et l'extrait de viande ne sont pas des produits d'oxydation ;

Que la matière visqueuse constitue un corps de nature complexe dont M. Gobley a séparé deux substances différentes qu'il appelle provisoirement l'une, *matière phosphorée*, l'autre, *matière cérébrique ;*

Que la matière phosphorée qui devient chez l'animal développé l'acide oléophosphorique, se transforme en présence des acides et des alcalis, de l'eau et de l'alcool, en acides oléique, margarique et phosphoglycériques, et ceci sans que l'oxygène intervienne.

467. — Sur la présence du sucre dans le blanc d'œuf; par M. Budge (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXIV, p. 127).

M. Budge a précipité par l'alcool du blanc d'œuf délayé dans l'eau ; la liqueur filtrée, mise en ébullition avec une solution potassique de sulfate de cuivre, produit au bout de quelque temps un dépôt brun.

Cette réaction, qui prouve tout au plus la présence d'un corps capable d'enlever de l'oxygène à l'oxyde de cuivre, suffit cependant à l'auteur pour admettre la présence du sucre dans l'œuf non couvé.

M. Winkler croit du reste avoir démontré (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 751) la présence du sucre de lait dans l'œuf de poule couvé.

468. — Dosage du blanc d'œuf dans les liquides animaux ; par M. Griffith (*Chemical gazette*, n° 90, p. 283, et *Archiv der Pharmacie*, t. CII, p. 193).

Pour faciliter les lavages du blanc d'œuf, M. Griffith recommande de rendre les liqueurs alcalines légèrement acides, et de les faire bouillir sur la lampe dans un creuset de platine, en agitant constamment. Le blanc d'œuf se dépose sous une forme grenue qui se prête parfaitement aux lavages.

469. — Sur la composition de la vitelline; par M. Baumhauer (*Repertorium für die Pharmacie*, t. XLV, p. 193).

M. Baumhauer s'est d'abord attaché à préparer de la vitelline aussi exempte que possible de cendres et d'acide phosphorique.

On fait bouillir du jaune d'œuf avec de l'acide acétique concentré ; la substance se transforme en une gélatine qui finit par se dissoudre au bout de six à sept heures. Après avoir été filtrée, la iqueur est additionnée de carbonate d'ammoniaque de manière à ce qu'elle ne soit pas tout à fait saturée. Il en résulte un précipité

gélatineux qu'on lave convenablement par l'eau, puis par l'alcool et l'éther.

Ainsi préparée, la vitelline ne renferme que peu de cendres et pas d'acide phosphorique.

De nombreuses analyses ont conduit M. Baumhauer à la formule

$$8\,(C^{40}H^{31}Az^{5}O^{13}) + 4\,HO + S.$$

Presque insoluble dans l'eau, la vitelline est tout à fait insoluble en présence de l'acide acétique. Elle est insoluble dans l'alcool et dans l'éther. Soluble à la longue dans l'acide acétique bouillant. L'eau ne la précipite pas de sa dissolution.

Les acides chlorhydrique, nitrique et sulfurique la dissolvent; la potasse agit de même; l'acide acétique précipite la vitelline de la combinaison avec cette dernière.

La dissolution de la vitelline dans l'acide acétique possède les réactions suivantes :

Elle précipite en jaune le prussiate jaune et le prussiate rouge. Avec l'acétate de plomb tribasique et l'ammoniaque, on obtient un précipité blanc. La potasse donne un précipité soluble dans un excès. Le chlorure de platine et le chromate de potasse la précipitent en jaune. Le gaz chlore fournit un précipité blanc qui devient grenu par l'ébullition, et qui se dissout dans l'ammoniaque.

De l'ensemble de ces réactions, M. Baumhauer conclut que la vitelline est identique avec le bioxyde de protéine, que MM. Scherer et Van Laer ont obtenu en dissolvant les cheveux dans la potasse étendue, puis précipitant par l'acide acétique.

470. — Sur la présence de la lactine dans le lait des carnivores; par M. Bensch (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXI, p. 221). — **Même sujet**; par M. Selmi (*Annuario di Fisica e di Chimica,* 1846, p. 219).

M. Bensch a examiné le lait de deux chiennes qui avaient mis bas depuis quatre jours; elles étaient soumises à une alimentation exclusivement animale.

Le lait fut analysé d'après la méthode de M. Haidlen.

Pour doser la lactine, M. Bensch étend le lait de trois fois son poids d'eau aiguisée d'acide acétique; après avoir chauffé et filtré, il évapore sur du carbonate de magnésie, puis il traite la masse sèche par de l'alcool jusqu'à ce que la liqueur ne donne plus les réactions

de la magnésie ; le résidu abandonne à l'eau bouillante du sucre de lait qui cristallise par l'évaporation.

Voici les résultats analytiques consignés dans ce travail :

	I.		II.
Eau..................	75,54	....	77,52
Beurre...............	10,75	....	10,95
Lactine et sels solubles...	3,47	....	3,19
Caséine et sels insolubles.	10,24	....	8,34

L'échantillon de lait n° I avait été fourni par une chienne nourrie pendant huit jours avec de la viande de cheval. La réaction de ce lait était acide ; sa densité = 1,036 à 20°.

L'échantillon n° II provenait d'une autre chienne nourrie pendant cinq jours avec de la viande de cheval.

Après avoir été nourrie pendant douze jours avec de la viande de chèvre maigre, la chienne n° I a donné un lait contenant 70,39 pour 100 d'eau, et fournissant des cristaux de lactine. Cette matière se trouvait encore dans le lait sécrété après vingt-sept jours d'une nourriture composée exclusivement de viande d'âne.

Les cendres du lait de chienne contenaient surtout des phosphates de chaux et de magnésie ; c'est à la présence de ce phosphate que M. Bensch attribue la réaction acide du lait. Si quelques chimistes n'ont pu réussir à extraire beaucoup de lactine du lait de chienne sécrété sous l'influence d'une nourriture animale, il faut l'attribuer, suivant M. Bensch, à l'action lente des phosphates acides qui transforment la lactine en glucose.

Nous ferons remarquer que d'après les recherches mêmes de M. Bensch, la quantité de lactine du lait des carnivores diminue notablement, quand l'alimentation exclusivement animale est prolongée, sans disparaître cependant, ainsi que l'avait cru M. Dumas, dans ses recherches sur le même sujet (*Annuaire de Chimie*, 1846, p. 736).

M. Selmi a examiné aussi l'influence du régime sur la composition du lait de chienne. Dès que la viande devient le seul aliment, le lait très-alcalin ne se coagule qu'au bout de quatre jours : ajoute-t-on un peu de lactine à ce même lait, il suffit de deux jours à sa coagulation. Si l'on modifie le régime et qu'on le compose de viande et de pain, le lait reste alcalin, mais il se coagule alors en moins de deux jours.

471. — Analyse d'un lait rose ; par M. Lepage (*Journal de Chimie médicale,* 3e série, t. III, p. 76).

Ce lait, d'un rose assez foncé, a été rendu par une vache qui ne paraissait atteinte d'aucune affection. Ce liquide avait un goût peu agréable, et il laissait déposer au fond des vases une légère couche d'une matière rouge.

L'ensemble des réactions auxquelles ce lait a été soumis s'accorde à démontrer qu'il doit sa couleur à du sang.

472. — Examen d'un lait bleu ; par M. Landerer (*Repertorium für die Pharmacie,* t. XLV, p. 53).

M. Landerer a retrouvé l'indigo à l'état réduit dans le lait d'une femme à laquelle on avait administré l'indigo à la suite d'attaques d'épilepsie.

473. — Sur le sang ; par M. J. Béclard (*Annales de Chimie et de Physique,* 3e série, t. XXI, p. 506).

Les expériences faites par M. Béclard établissent :

1° Que le sang veineux diffère, quant à la proportion de ses éléments, sur les divers points du système circulatoire dans l'état physiologique ;

2° Que le sang de la veine porte est remarquable par le chiffre élevé des globules et le chiffre peu élevé de l'albumine ;

3° Que le sang de la veine splénique se distingue par le chiffre abaissé des globules et le chiffre élevé de l'albumine ;

4° Que le sang artériel renferme un peu plus de globules que le sang veineux.

Voici des chiffres à l'appui de ces conclusions :

	SANG VEINEUX. (veine jugulaire).	SANG ARTÉRIEL. (veine mammaire).	SANG. (veine splénique).	SANG. (veine porte)
Eau...............	778,9	750,6	746,3	702,3
Albumine.........	79,4	89,5	124,8	70,6
Globules et fibrine.	141,72	159,9	128,9	227,1

474. — Composition du sang des animaux nouveau-nés; par M. Poggiale (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences,* t. XXV, p. 198). — **Recherches chimiques sur le sang;** par le même (*Ibid.,* p. 110).

Le sang des mammifères a été analysé d'après le procédé de M. Figuier; celui des animaux à globules elliptiques en a nécessité un autre; car ce sang devient visqueux et filant quand on le mêle avec une solution de sulfate de soude à 18° de Baumé.

Au sulfate de soude, M. Poggiale a substitué une solution de sucre qui retient parfaitement les globules quand on opère avec du sang frais.

Les résultats de ses analyses sont consignés dans le tableau suivant; on y trouve également les analyses du sang d'un homme fort robuste, qui a ajouté à ses aliments, tous les jours, pendant trois mois, 10 grammes de sel marin :

COMPOSITION DU SANG DE L'HOMME ET DE QUELQUES ANIMAUX DOMESTIQUES.

SUBSTANCES.	HOMME avant l'emploi du sel marin.	HOMME après l'emploi du sel marin.	BŒUF.	VACHE.	VEAU.	MOUTON.	LAPIN.	CHIEN.	CHAT.	POULE.	PIGEON.
Eau	779,92	767,60	796,07	788,16	835,62	798,00	831,00	798,00	812,00	785,00	795,00
Globules	130,09	143,00	123,15	126,17	92,50	102,00	91,50	126,00	109,22	150,33	143,21
Albumine	77,43	74,00	65,49	67,20	55,30	85,04	63,82	63,00	64,12	47,15	48,10
Fibrine	2,10	2,25	5,36	6,34	4,10	3,22	3,20	2,23	2,19	5,08	5,07
Matières grasses	1,13	1,31	2,20	2,17	1,28	1,76	1,63	2,31	2,13	2,34	1,70
Sels et matières extractives	9,33	11,84	8,73	9,96	11,20	9,98	8,85	8,46	10,34	9,10	8,92
	1000,00	1000,00	1000,00	1000,00	1000,00	1000,00	1000,00	1000,00	1000,00	1000,00	1000,00
Matières solubles dans l'eau.											
Chlorures de potassium et de sodium	4,67	6,40	4,66	4,79	6,08	5,73	4,60	4,41	5,62	4,95	5,39
Chlorure de calcium	»	»	0,20	0,17	0,31	0,15	0,27	0,18	0,33	0,12	0,18
Phosphate de soude	1,37	1,68	0,76	0,83	1,09	1,02	0,82	0,83	0,93	0,83	0,78
Sulfate de soude	0,44	0,42	0,60	0,32	0,84	0,63	0,59	0,52	0,71	0,36	0,27
Carbonates de potasse et de soude	0,48	0,56	0,40	0,86	0,37	0,32	0,42	0,31	0,46	0,38	0,18
Matières insolubles dans l'eau.											
Phosphate de chaux	0,67	0,72	0,50	0,96	0,83	0,69	0,52	0,53	0,67	1,23	1,09
Sesquioxyde de fer	1,26	1,50	1,25	1,43	1,11	1,06	0,97	1,45	1,23	0,75	0,62
Carbonate et sulfate de chaux	0,34	0,38	0,20	0,40	0,27	0,18	0,30	0,12	0,20	0,29	0,17
Perte	0,10	0,18	0,16	0,20	0,30	0,20	0,43	0,11	0,19	0,19	0,24
	9,33	11,84	8,73	9,96	11,20	9,98	8,85	8,46	10,34	9,10	8,92

M. Poggiale s'est encore occupé de la différence qui existe entre le sang des nouveau-nés et celui des adultes; il déduit de ses expériences les conclusions qui suivent :

1° L'eau du sang des fœtus présente une moyenne peu élevée, tandis que la proportion des matières fixes est considérable ;

2° Le sang du nouveau-né est très-riche en globules et pauvre en fibrine ;

3° La quantité d'albumine et de matières grasses semble être à peu près la même chez le nouveau-né et chez l'adulte ;

4° L'oxyde de fer est plus abondant dans le sang du nouveau-né.

Le sang des jeunes chiens seul contenait une proportion considérable de globules, ainsi qu'on le voit dans le tableau ci-joint :

NOM DE L'ANIMAL.	AGE.	EAU.	GLOBULES.	ALBUMINE.	FIBRINE.	SELS et matières extractives.
Chat......	3 heures.	864,32	82,92	40,20	1,73	9,25
Chat......	24 »	862,48	84,20	42,31	1,69	9,32
Lapin.....	3 »	842,20	90,18	56,86	2,15	8,61
Lapin.....	24 »	839,63	91,26	58,10	2,21	8,70
Pigeon....	3 »	822,30	130,14	35,94	3,07	8,55
Pigeon....	24 »	816,32	134,21	37,79	3,42	8,26
Chien.....	1 »	768,54	165,08	56,67	1,73	7,98
Chien.....	24 »	771,70	163,33	55,29	1,71	8,07
Chien.....	48 »	775,50	158,50	56,20	1,98	7,82

475. — Sur le sang dans la paralysie générale des aliénés; par M. Michéa (*Comptes rendus des séances de l Académie des Sciences*, t. XXV, p. 810).

Les résultats chimiques qui dérivent de ce travail, sont résumés ainsi par l'auteur. « Dans la paralysie générale des aliénés, l'analyse quantitative du sang offre des résultats très-variables. L'augmentation des globules existe dans la majorité des cas; ce principe du sang reste à ses proportions normales dans une forte minorité; enfin il s'abaisse dans une minorité plus faible. La fibrine demeure à ses limites physiologiques dans la majorité des cas; elle s'abaisse d'une manière absolue dans une certaine minorité; elle s'élève dans une minorité plus faible. Les matériaux solides du sérum restent à leur

proportion normale dans la majorité des cas ; ils s'élèvent notablement au-dessus de leur moyenne physiologique dans une faible minorité. Les matériaux organiques du sérum, où l'albumine entre pour une si forte part, diminuent notablement dans un peu moins d'un tiers des cas. L'eau dépasse sa proportion moyenne dans une faible majorité ; elle descend au-dessous dans une forte minorité. »

476. — De la composition du sang dans le scorbut; par MM. Becquerel et Rodier (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences,* t. XXIV, p. 1090. — **Sur l'état du sang dans un cas de scorbut;** par M. Andral (*Ibid.,* p. 1135). — **Même sujet;** par M. Marchal (*Ibid.,* t. XXV, p. 275).

Les anciens attribuent au sang des scorbutiques des caractères de dissolution qui ont été admis sans contestation. Cependant MM. Becquerel et Rodier ont examiné le sang de cinq malades atteints du scorbut sans avoir pu constater ce caractère ; ils n'ont pas non plus remarqué une augmentation de l'alcalinité du sang, ni une proportion plus considérable des sels.

Le sang était plus riche en eau que le sang normal. La fibrine s'est présentée dans les proportions normales, mais les globules et l'albumine soluble étaient en quantité moindre. Aussi la densité du liquide était-elle de beaucoup inférieure à celle du sang normal, et la différence était loin d'être proportionnelle à l'abaissement du chiffre des matériaux solides du fluide sanguin.

Le sang, examiné par M. Andral, n'offrait pas non plus l'aspect ordinaire du sang des scorbutiques, mais il avait l'aspect et la composition du sang des chlorotiques.

En effet, 1000 parties ont donné :

En fibrine......................	4,420
Globules........................	44,400
En matériaux solides du sérum.....	76,554
En eau.........................	874,626

477. — De la présence normale de plusieurs métaux dans le sang de l'homme, et de l'analyse des sels fixes contenus dans ce liquide; par M. E. Millon (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences,* t. XXVI, p. 41).

En recevant le sang au sortir de la veine, dans trois fois environ son volume d'eau et en l'introduisant, après cette dilution, dans un

flacon de chlore gazeux, on le voit se coaguler, se colorer en brun, et bientôt après former une masse grise, amorphe, pultacée, dans laquelle l'organisation des globules sanguins a entièrement disparu.

En jetant le tout sur une toile et en l'exprimant on fait écouler un liquide qui traverse rapidement les filtres et demeure limpide.

Si l'on examine cette réaction de plus près, on y reconnaît d'abord un dédoublement tout particulier des éléments du sang. Les matériaux organiques se trouvent presque en entier dans la partie coagulée; tous les principes salins sont, au contraire, réunis dans le liquide. Ce partage se fait si exactement qu'en lavant le coagulum et le calcinant ensuite, il se détruit sans résidu. D'un autre côté, le liquide, évaporé à siccité et brûlé dans un tube à analyse organique, donne si peu d'acide carbonique, qu'on peut évaluer au plus à 1 pour 100 la proportion de matériaux organiques du sang que le chlore ne coagule pas.

Il est facile de s'assurer que le coagulum fourni par les principes organiques n'emprisonne pas les sels fixes du sang, ne les condense pas et n'en renferme qu'une quantité proportionnelle à la quantité d'eau qui l'imprègne; de sorte que si l'on pèse l'eau dans laquelle on reçoit le sang et qu'on la pèse encore après le mélange du liquide sanguin, on peut agir sur un poids connu du liquide filtré comme sur un poids de sang déterminé. Ce liquide se prête si bien à toutes les recherches d'analyse qualitative et quantitative qu'on parvient à y découvrir et à y doser immédiatement l'un ou l'autre des sels fixes du sang. Pour donner une idée de cette rapidité il suffit de deux ou trois minutes pour extraire du sang même le fer qu'il contient, à l'état d'une solution limpide, où l'on constate toutes les réactions de ce métal. On a là désormais une expérience de cours des plus nettes. Les autres sels fixes sont aussi reconnus et dosés, sans passer par la lenteur et les difficultés bien connues de la calcination des matières organiques.

Cette méthode est, en définitive, une analyse des sels fixes du sang par voie humide; elle ne peut manquer de s'appliquer avec avantage à d'autres tissus, à d'autres liquides de l'économie. Les matières organiques les plus repoussantes se convertissent, en outre, à la faveur du chlore en solutions salines habituelles.

La facilité d'isoler la partie saline du sang conduit à d'autres résultats bien dignes de remarque. On constate, en effet, que le sang

de l'homme contient constamment de la silice, du manganèse, du plomb et du cuivre.

La proportion de silice et des métaux est suffisante pour que leur analyse n'exige aucune modification particulière. Après avoir évaporé à siccité le liquide que livre l'action du chlore, on calcine quelques instants le résidu pour faire disparaître la petite quantité de matière organique que le chlore n'a pas rendue insoluble. On traite ensuite la partie insoluble des cendres comme un minerai dans lequel on voudrait doser la silice, le plomb, le cuivre et le manganèse. On trouve que sur 100 parties de ce résidu insoluble que donnent les cendres du sang :

La silice varie...	de	1	à	3	pour 100
Le plomb......	»	1	à	5	
Le cuivre......	»	0,5	à	2,5	
Le manganèse...	»	10	à	24	

Après cette détermination, devenue si facile, il était curieux de rechercher si le cuivre et le plomb sont disséminés dans toute la masse du sang, ou bien si, à l'exemple du fer, ils sont rassemblés dans les globules sanguins.

L'expérience ne laisse aucun doute à cet égard : 1 kilogramme de caillot sanguin, séparé avec soin du sérum de plusieurs saignées, a fourni 0gr,83 de plomb et de cuivre, 1 kilogramme de sérum isolé du caillot précédent a fourni seulement 0gr,003 de ces deux métaux. Ces trois milligrammes de plomb et de cuivre contenus dans le sérum, doivent être, sans aucun doute, attribués aux globules sanguins qui se dissolvent ou se suspendent dans la lymphe.

Ainsi le cuivre et le plomb ne sont pas à l'état de diffusion dans le sang ; ils se fixent avec le fer dans les globules, et tout porte à croire qu'ils participent comme lui à l'organisation et à la vie. Exercent-ils sur la santé une influence aussi décisive ? Existe-t-il une chlorose par défaut de cuivre, de plomb et de manganèse, ou bien leur excès est-il la cause secrète de quelque affection obscure et rebelle ? La thérapeutique devra répondre et nous éclairer à son tour. La médecine légale de son côté, puisera peut-être d'utiles avertissements dans la présence permanente de ces poisons métalliques et dans leurs variations énormes au milieu même de la vie.

478. — Sur le sang bleu de certains invertébrés; par M. Harless (*Archiv der Pharmacie*, t. CII, p. 193).

On sait que le sang incolore des *ascidies* bleuit après leur mort, ainsi que par son exposition à l'air. M. Harless a démontré que ce changement de couleur n'était pas dû à l'oxygène mais bien à l'acide carbonique; l'oxygène décolore, au contraire, le sang ainsi bleui; mais l'alcool et l'éther ramènent instantanément la couleur bleue.

Le sang de ces animaux ne renferme pas de fer mais du cuivre. 100 parties de cendres ont donné : 73,4 de chlorure de sodium, 20 de sulfate de soude, 24,9 de phosphate de chaux et un peu de cuivre. 100 parties de sang étaient composées de 7,33 de matières solides et de 2,63 de cendres.

La cendre du foie renfermait 1,12 pour 100 de cuivre,

Le sang desséché de l'*hélix pomatia* renferme 2,57 pour 100 de cuivre et pas de fer. Son sang bleuit également à l'air, mais cette fois-ci c'est l'oxygène qui bleuit et l'acide carbonique qui décolore. L'ammoniaque détruit la coloration bleue que l'acide chlorhydrique fait renaître.

L'alun forme avec cette matière bleue un précipité soluble dans un excès. Une addition d'ammoniaque détermine la précipitation d'une matière qui renferme 70,47 pour 100 de substance organique formée de :

Carbone..........................	45,79
Hydrogène........................	5,01
Azote............................	13,73
Oxygène..........................	35,93

La matière bleue est rapidement détruite par l'alcool et l'eau bouillante. On voit par toutes ces réactions que la couleur bleue ne peut être attribuée à un sel de cuivre.

479. — Sur les éléments inorganiques du sang de poule; par M. Henneberg (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXI, p. 255).

Le sang du coq contient :

Eau.....................	81,33	6,56 pour 100 de cendres.
Matières fixes............	18,67	
Le sang de la poule:		5,96 pour 100 de cendres.

Composition des cendres du sang de la poule.

Potasse	17,89
Soude	28,99
Chlore	0,28
Acide sulfurique	1,45
Acide phosphorique	37,26
Acide phosphorique et peroxyde de fer.	8,58
Silice	0,94
Magnésie	0,93
Chaux	2,04
Charbon	2,84

Les cendres des plumes, des ailes et de la queue renferment 17,1 pour 100 de silice. Les cendres des plumes de la poitrine et du ventre renferment 29,0 pour 100 de silice.

Des données qui précèdent, l'auteur déduit que toutes les plumes d'une seule poule renferment 0,20 grammes de silice. Nous avons fait connaître (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 757), les recherches de M. Gorup-Besanez sur le même sujet.

480. — Carbonate de soude dans le sang; par M. LEHMANN (*Archiv der Pharmacie*, t. L, p. 336).

M. Lehmann s'est assuré que 1000 c.c. de sang de bœuf frais et battu, dégagent 70 c.c. d'acide carbonique à l'aide de moyens mécaniques et 360 c.c. quand on ajoute un acide. 100 grammes de sang renferment 0^{gr},0676 d'acide carbonique combiné, ce qui correspond à 0,1628 de carbonate de soude.

M. Lehmann a trouvé dans le sang de bœuf battu 21,5 pour 100 de matières solides; le résidu donna 3,58 pour 100 de cendres qui renfermaient 86 pour 100 de sels solubles dans lesquels 24,364 de carbonate de soude.

481. — Sur la nature du liquide sécrété par la membrane muqueuse des intestins dans le choléra; par M. ANDRAL (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXV, p. 229).

Le choléra se caractérise entre autres par la présence, au sein des voies digestives, d'une matière blanche particulière, assez semblable à une décoction de riz mal cuit. Elle est formée par un liquide

trouble qui devient transparent par la filtration, tenant en suspension des grumeaux blanchâtres et opaques.

On a cru jusqu'à ce jour que cette matière était constituée par les éléments du sang, dont le sérum et la fibrine, sous l'influence de l'intoxication cholérique, s'échappaient des vaisseaux comme par expression, à travers la membrane muqueuse intestinale. La partie liquide de cette matière a été considérée comme le sérum du sang; la partie solide comme la fibrine.

Or, il résulte d'un travail de M. Andral qu'on ne trouve ni albumine ni fibrine dans cette matière blanche qui n'est autre chose que du mucus sécrété tout à coup en abondance, et modifié par cela même dans ses qualités.

L'examen du sang des cholériques montre d'ailleurs que l'albumine s'y maintient en proportion normale.

482. — Analyse d'un liquide séreux; par M. Geiger (*Archiv der Pharmacie,* t. XCVIII, p. 336).

Ce produit pathologique a été recueilli dans le pied d'un cheval; il constitue un liquide incolore, très-odorant, et d'une saveur salée.

Il contenait :

Eau	983,7
Fibrine	0,4
Albumine	6,2
Matière extractive	2,7
Sels	7,0
Matière grasse et sels ammoniacaux	traces.

Les cendres renfermaient de l'acide carbonique, de l'acide phosphorique, de l'acide sulfurique, de l'acide hydrochlorique, de la chaux, de la soude, de la potasse, et du peroxyde de fer.

483. — Analyse chimique d'une tumeur; par M. Kopp (*L'Institut,* n° 715, p. 301).

Cette tumeur, située dans la région iliaque externe, consistait en un liquide pulpeux gris sale, renfermant des plaques blanchâtres, peu consistantes, composées de cellules d'épithélium dont les intervalles renfermaient des cristaux microscopiques de cholestérine.

Pendant la dessiccation, cette tumeur répandait une odeur de fromage.

100 parties ont donné :

Caséine insoluble, tissu cellulaire, matière fibreuse	13,25
Caséine soluble	2,77
Albumine soluble	5,45
Cholestérine	7,35
Graisse saponifiable	2,53
Eau	65,80
Phosphate de chaux, de soude Traces de sel marin et de phosphate de magnésie	2,54

M. Kopp a également fait l'analyse de la cholestérine et il est arrivé à la formule $C^{27}H^{45}O$.

Du reste ces résultats analytiques s'accordent également avec $C^{28}H^{48}O$, formule adoptée par MM. Schwendler et Meissner dans leur travail sur la cholestérine (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 724).

484. — Sur la réaction acide du suc gastrique ; par M. Lehmann (*Archiv der Pharmacie*, t. C, p. 79).

En opérant sur des estomacs de chiens placés dans le vide, de manière à diriger les vapeurs du liquide gastrique à travers un tube recourbé et imprégné de nitrate d'argent, M. Lehmann a constaté que la présence de l'acide chlorhydrique ne devient sensible que lorsque le suc gastrique a atteint un degré de concentration suffisant pour permettre à l'acide lactique d'agir sur les chlorures de magnésium et de calcium.

M. Lehmann fait encore observer que l'acide lactique ne décompose pas à froid les chlorures de potassium et de sodium.

Les observations de MM. Bernard et Barreswill (*Annuaire de Chimie*, 1846, p. 722) sur l'acidité du suc gastrique se trouvent ainsi confirmées.

485. — Analyse de deux pierres salivaires d'homme ; par M. Schultze (*Journal für prakt. Chemie*, t. XXXIX, p. 29). — **Analyse de pierres salivaires de cheval ;** par M. Furstenberg (*Ibid.*, t. XXXIX, p. 33).

PIERRES D'HOMME.

	I.	II.
Eau	7,93	8,08
Graisse	2,50	1,33

Substance organique consistant en mucus et épithélium	6,17	13,37
Carbonate de chaux	4,90	4,49
Phosphate de chaux	73,27	68,10
Phosphate ammoniaco-magnésien	4,13	3,15
Phosphate de fer	0,68	0,75
Chlorure de sodium	0,42	0,73

	PIERRES		
	extraite du ductus stenonianus d'un cheval.	extraite du ductus stenonianus d'un bœuf.	extraite du ductus wirsungianus d'un bœuf.
Carbonate de chaux	83,519	83,197	91,65
Phosphate de chaux	7,972	5,840	0,00
Carbonate de magnésie	1,243	4,406	4,15
Matière organique	6,164	2,248	3,00
Eau	1,102	4,309	1,20

486. — Analyse d'une concrétion de l'aorte; par M. Landerer (*Repertorium für die Pharmacie*, t. XLV, p. 60).

Cette concrétion a été recueillie sur le cadavre d'un homme mort des suites d'une hydropisie de poitrine.

Elle était composée de :

Acide urique	14
Matière animale	6
Phosphate de chaux	62
Carbonate de chaux	16
Carbonate de magnésie	2

487. — Analyse d'un ostéosarcome; par M. Roux (*Journal de Pharmacie et de Chimie*, 3e série, t. XI, p. 429).

Cette tumeur avait son siége sur la partie supérieure de l'humérus; sa forme était ovale, son poids était de 1,680.

Sa composition est représentée par :

Eau	87,86
Cartilage passant à l'état de chondrine	9,85
Albumine	0,30
Stéarine, margarine et matière grasse phosphorée	0,28
Carbonate de chaux	0,67

Phosphate de chaux	0,59
Sulfate de soude et sulfate de potasse	0,21
Carbonate de soude	0,14
Chlorure de sodium et de potassium	0,10
Phosphate de magnésie	traces.
Alumine, silice, fer	

488. — Analyse d'un radius nécrosé; par M SCHULTZE (*Journal für prakt. Chemie,* t. XXXIX, p. 25).

Cette question a déjà été traitée en détail par M. Bibra (*Annuaire de Chimie,* 1847, p. 747); l'os, analysé par M. Schultze, a été recueilli sur un scrofuleux âgé de 30 ans.

Le tableau suivant comprend, sous le n° I, les résultats de M. Schultze; sous le n° II, ceux de M. Bibra, et sous le n° III, ceux d'une analyse de fémur d'un homme sain, par M. Marchand :

	I.	II.	III.
Eau	10,70	»	»
Graisse	0,80	1,22	»
Cartilages osseux solubles dans l'acide hydrochlorique	0,00	»	5,02
Cartilages osseux insolubles dans l'acide hydrochlorique	25,25	19,58	27,23
Phosphate de chaux	56,26	72,63	52,26
Carbonate de chaux	7,08	4,03	10,21
Phosphate de magnésie	0,07	1,93	1,05
Fluorure de calcium	»	»	1,00
Chlorure de sodium	traces	0,61	0,25
Soude	»	»	0,92
Peroxyde de fer	traces	»	1,05
Peroxyde de manganèse et perte	»	»	

489. — Analyse de l'os de l'oreille d'un poisson; par M. PEALEADY (*Comptes rendus des Séances de l'Académie des Sciences,* t. XXIV, p. 494).

Cet os était principalement formé de carbonate de chaux et ne contenait que peu de matière animale et de phosphate de chaux. Très-dense, il conduisait aisément le son dans l'eau.

490. — Analyse des excréments de chien; par M. Vohl (*Annalen der Chemie und Pharmacie,* t. LXV, p. 266).

Chaux	43,049
Magnésie	0,087
Potasse	0,302
Soude	0,438
Silice	0,001
Acide phosphorique	3,446
Acide carbonique	7,464
Chlore	0,037
Fer et perte	0,008
Matières organiques	14,152

491. — Sur la composition des cendres d'excréments solides; par M. J. Rogers (*Annalen der Chemie und Pharmacie,* t. LXV, p. 85).

Les animaux qui ont fourni les matériaux nécessaires étaient tous soumis au régime d'hiver. La matière fut incinérée dans une capsule de platine placée dans le moufle.

	EXCRÉMENTS DE			
	Porc.	Vache.	Mouton.	Cheval.
Silice	13,19	62,54	50,41	62,40
Potasse	3,60	2,91	8,32	11,30
Soude	3,44	0,98	3,28	1,98
Chlorure de sodium	0,89	0,23	0,14	0,03
Phosphate de sesquioxyde de fer	10,55	8,93	3,98	2,73
Chaux	2,03	5,71	18,15	4,63
Magnésie	2,24	11,47	5,45	3,84
Acide phosphorique	0,41	4,76	7,52	8,93
— sulfurique	0,90	1,77	2,69	1,83
— carbonique	0,60	»	traces d'Oxy. Mn^3O^4	2,13
Sable	61,37	»	»	»

492. — Analyse d'une poudre arsénicale ayant séjourné dans l'estomac; par M. Grégory (*Annalen der Chemie und Pharmacie,* t. LXI, p. 367).

Cette poudre avait été rendue par une femme qui avait subi un traitement arsenical douze ans auparavant. L'arsenic lui avait été administré sous forme d'arsénite de potasse associé à du lait et à de l'eau de chaux.

Ce produit était brunâtre et composé de cristaux rhomboédriques qu'on ne pouvait distinguer qu'avec le microscope.

Il renfermait :

Carbonate de chaux.	78,45
Arsénite de chaux.	15,11
Substance organique et perte.	6,44

493. — Sur le résidu de la décomposition lente d'une matière animale; par M. Grégory (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXI, p. 362).

M. Grégory a examiné une matière grasse constituant le résidu du cadavre d'un porc enterré depuis quinze ans sur la pointe d'une colline. Cette matière grasse se composait de $\frac{1}{4}$ d'acide stéarique et de $\frac{3}{4}$ d'acides margarique et oléique. Le résidu fixe n'était que du carbonate de chaux.

Le phosphate de chaux, ainsi que le sulfate, ont dû être dissous par les eaux pluviales chargées d'acide carbonique.

494. — Sur la liaison qui existe entre les rapports isomorphiques des éléments et leur action physiologique; par M. Blake (*L'Institut*, n° 698, p. 168).

M. Blake annonce avoir découvert une loi qui paraît, sans contredit, très-intéressante. Il a d'abord observé que les sels de même base introduits directement dans le sang, paraissent exercer le même effet sur l'économie animale; puis en continuant ses recherches il a trouvé la loi en question, qu'il énonce de la manière suivante : Introduites dans le sang, toutes les substances isomorphes produisent des effets analogues et donnent naissance aux mêmes réactions, dans l'organisme animal. De plus, les substances qui existent déjà dans le sang, ou qui ont des rapports d'isomorphisme avec certains de ses éléments, ont aussi les réactions les moins marquées. Ainsi, les acides phosphorique et arsénieux peuvent être introduits dans les veines sans exercer le moindre effet, tandis que le chlorure de palladium, par exemple, ou le nitrate de chaux, qui, isomorphiquement n'ont rien de commun avec les principes constituants du sang, donnent lieu aux phénomènes les plus marqués $0^{gr},05$ de chlorure de palladium ou $0^{gr},10$ de nitrate de baryte, injectés dans les veines, arrêtent instantanément les mouvements du cœur, tandis que 8 grammes (*deux drachmes*) d'acide arsénieux sont sans effet appréciable.

495. — Sur la différence dans les actions physiologiques des prussiates jaune et rouge; par M. Letheby (*L'Institut*, nº 697, p. 160).

M. Letheby a examiné l'action de différents cyanures sur l'économie animale; il les a injectés dans les veines ou dans les cavités péritonéales; il a reconnu que les cyanures simples, solubles dans l'eau, agissent en général comme l'acide cyanhydrique et 1 ou 2 décigrammes suffisent pour amener la mort. Les cyanures doubles produisent des effets semblables, à l'exception toutefois des ferrocyanures que l'on peut administrer jusqu'à la dose de 15 grammes sans danger. Les ferricyanures sont, au contraire, aussi vénéneux que les cyanures simples.

496. — Considérations sur la digestion; par M. Schmidt (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXI, p. 311).

Sans se baser sur des recherches propres, M. Schmidt croit que l'acidité du suc gastrique est due à un acide complexe, qui se décompose par la chaleur en acide hydrochlorique et en pepsine.

497. — Du rôle de la salive dans la digestion; par M. Bernard (*Journal de Pharmacie et de Chimie*, 3e série, t. XI, p. 125).

A la suite d'une série d'expériences faites sur des chiens, M. Bernard a reconnu que la salive mixte de cet animal transforme l'amidon, mais que les salives parotidienne, sublinguale, sous-maxillaire, prises isolément hors de la bouche avant leur pénétration dans cette cavité, n'ont aucune action sur l'amidon.

M. Bernard a également constaté que la diastase salivaire est le résultat de l'action exercée sur la muqueuse de la bouche par la salive. Il considère le rôle chimique de cette sécrétion comme à peu près nul dans la digestion, et il admet que ce liquide a presque uniquement pour but de favoriser l'accomplissement de la mastication et de la déglutition.

498. — Sur les rapports qui existent entre l'organisme animal et les principes des aliments; par M. Thomson (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXI, p. 280).

On sait que M. Liebig divise les aliments en substances « nutritives et substances réparatrices; » M. Thomson appelle ces dernières, « substances *produisant de la chaleur*, » afin, dit-il de généraliser davantage les fonctions des aliments non azotés.

D'après des déterminations faites dans son laboratoire, M. Thomson établit les rapports suivants entre les principes nutritifs de certains aliments et ceux produisant de la chaleur :

Lait	1:2
Haricots	1:2 ½
Farine d'avoine	1:5
Semoule, Orge	1:7
Farine de froment anglais	1:8
Pomme de terre	1:9
Riz	1:10
Raves	1:11
Arrowroot, tapioca et sagou	1:26
Amidon	1:40

L'albumine a été calculée sur la quantité d'azote fournie par ces différentes substances.

M. Thomson conclut de ce tableau que la nourriture d'un animal travaillant, devrait se trouver entre le lait et la farine de froment.

Le tableau suivant montre qu'un régime bien entendu doit établir un équilibre entre les exigences du corps et la composition de la nourriture. On y voit en effet que le fourrage qui produit le plus de beurre n'est pas celui qui renferme le plus de fécule ou de sucre, comme on pourrait le croire d'après l'origine du beurre, mais bien celui qui paraît maintenir l'équilibre dont nous venons de parler.

	Lait dans 5 jours.	Beurre dans 5 jours.	Azote du fourrage.
	Livres.	Livres.	Livres.
Herbe	114	3,50	2,32
Orge et foin	107	3,43	3,89
Malt et foin	102	3,20	3,31
Orge, mélasse et foin	106	3,44	3,82
Orge, graine de lin et foin	108	3,48	4,14
Haricots et foin	108	3,72	5,27

La première colonne contient le lait fourni en moyenne, par

deux vaches, pendant cinq jours; la seconde colonne contient les quantités de beurre produit dans le même temps; enfin, dans la troisième colonne on a consigné l'azote du fourrage consommé pendant ce temps par les deux vaches.

On voit dans ce tableau que l'herbe donne le meilleur résultat; aussi renferme-t-elle les principes produisant de la chaleur et les principes nutritifs dans la proportion la plus favorable.

M. Thomson entre ensuite dans des considérations économiques qui sortent du cadre de notre ouvrage.

499. — De l'influence des différentes qualités de foin sur la production du beurre et du lait; par M. Thomson (*Annalen der Chemie und Pharmacie,* t. LXI, p. 228).

Les expériences ont été faites sur deux vaches de constitution différente et qui avaient vêlé récemment; elles rendaient au delà de 12 $\frac{1}{2}$ kilogrammes de lait par jour.

Ne pouvant reproduire les nombreux tableaux dans lesquels M. Thomson a consigné ses résultats, nous nous bornerons à en rappeler les faits les plus saillants.

Les deux vaches furent soumises au même régime. La graisse introduite dans leur organisme, durant 15 jours, est de 28 $\frac{1}{2}$ kilogrammes; la graisse sortie de l'économie, à l'état de beurre, était d'un peu plus de 9 $\frac{1}{2}$ kilogrammes; celle qui fut évacuée par les excréments pesait 3 kilogrammes, il y a donc 16 kilogrammes de graisse disparue.

Une seconde expérience dans laquelle le foin fut additionné d'orge moulue, a fourni des résultats contraires.

Matière grasse ingérée durant 15 jours	= 16	kilogr.
— rendue par le lait et les excréments	= 18 $\frac{3}{4}$	»
Différence.......	2 $\frac{3}{4}$	»

On voit qu'il a été évacué de l'économie plus de graisse qu'il n'en est entré.

Avec un mélange de foin et de malt, cette différence est à peu près de 7 kilogrammes.

Une addition de graines de lin au foin n'a pas augmenté le beurre.

Il suit de là que l'huile et la cire de la nourriture sont insuffisantes pour produire le beurre. Le foin ne renferme pas d'huile, et

produit le plus de lait; les haricots qui n'en contiennent guère plus fournissent le plus de beurre.

Le tableau suivant résume ces faits :

	Lait en kilogr.		Beurre en kilogr.		Azote du foin.	Rapport entre le foin sec et le fumier sec.
1. Herbe...............	57	....	$1\frac{3}{4}$	....	2,32	100 : 33,60
2. Orge et foin.........	$53\frac{1}{2}$	...	$1\frac{5}{7}$	....	3,89	» : 34,60
3. Malt et foin..........	51	....	$1\frac{4}{5}$	....	3,34	» : 31,60
4. Orge, mélasse et foin.	53	....	$1\frac{5}{7}$	....	3,82	» : 38,60
5. Orge, graine de lin et foin.................	54	....	$1\frac{5}{7}$	....	4,14	» : 34,60
6. Haricots et foin......	54	....	$1\frac{7}{8}$	....	5,27	» : 31,50

500. — De l'influence des alcalis dans divers phénomènes naturels, et en particlier du rôle que joue l'ammoniaque dans la nutrition des animaux; par M. KUHLMANN (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIV, p. 263).

Après avoir rappelé une partie des recherches qui sont relatées plus haut (p. 140), après avoir montré que la potasse et la soude sont universellement répandues dans le règne minéral, ce qui permet de se rendre compte de la présence de ces bases dans les plantes, quelle que soit la nature du sol, M. Kuhlmann s'occupe de la question de savoir si l'ammoniaque, dans la forme sous laquelle elle est répandue universellement, c'est-à-dire si le carbonate d'ammoniaque peut déranger les fonctions digestives des animaux, ou au contraire, s'il peut entrer dans la circulation par la fixation de ses principes constituants sous la forme d'une matière organique; il communique aujourd'hui ses premiers résultats.

Les expériences ont été faites sur deux petits porcs de l'espèce anglo-chinoise; deux de ces animaux, de même taille et de même âge, ont été soumis à une condition d'alimentation parfaitement identique, avec cette seule différence que dans les aliments de l'un on a ajouté chaque jour la dissolution de 100 grammes de carbonate d'ammoniaque.

Le porc au régime ammoniacal n'a pas éprouvé d'altération au bout de 2 mois. Des pesées faites chaque semaine ont établi qu'il n'y a pas eu de dépérissement sensible.

L'urine et les excréments de ce porc sont restés neutres et plus habituellement acides comme ceux du porc au régime ordinaire.

L'urine putréfiée des deux porcs présentait une petite différence;

celle du porc au régime ammoniacal a acquis une teinte vineuse, et elle renfermait en carbonate d'ammoniaque environ un cinquième de plus que la seconde.

L'idée première de ces recherches a été puisée dans la remarque que l'auteur a faite de la production d'une grande quantité de coquilles d'eau douce, dans un fossé contenant des eaux ammoniacales.

M. Kuhlmann continue ses recherches.

501. — Influence des substances grasses sur l'engraissement des herbivores; par M. Payen (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIV, p. 1065).

M. Payen appelle l'attention sur le parti qu'on a pu tirer dans ces derniers temps, du tourteau et de la graine de lin dans l'engraissement des herbivores.

Les tourteaux, ainsi que la graine, ont été employés avec beaucoup de succès dans l'engraissement des bœufs et des moutons, par MM. Crespel Delisle.

Depuis, cette méthode a été appliquée en grand en Angleterre, elle est désignée sous le nom de M. Warnes, et adoptée par beaucoup de nourrisseurs de ce pays.

502. — De l'emploi des fourrages trempés, dans l'alimentation du bétail; par M. Boussingault (*Annales de Chimie et de Physique*, 3e série, t. XIX, p. 249).

Certains éleveurs sont dans l'usage de faire tremper les fourrages secs destinés au bétail; dans l'opinion de ces praticiens, le foin, le trèfle acquièrent par l'imbibition des propriétés nutritives plus prononcées; 25 kilogrammes de trèfle fané absorbent assez d'eau pour peser 100 kilogrammes après une infusion de 12 heures. On voit que par l'humectation ce fourrage sec se reconstitue en quelque sorte à l'état de fourrage vert.

Dans le but de constater les effets du fourrage trempé, M. Boussingault a fait un essai comparatif sur quatre génisses réparties en deux lots; le lot n° 1 a consommé du foin et du trèfle fané; le lot n° 2 a reçu le même fourrage trempé pendant 12 heures. Chaque lot a d'ailleurs été exactement rationné à raison de 3 kilogrammes de foin pour 100 kilogrammes de poids vivant; la première expérience qui a duré 14 jours a donné les résultats suivants :

POIDS INITIAL.	POIDS après 14 jours de ce régime.	GAIN TOTAL.	GAIN par jour.	FOURRAGE consommé.
Lot n° 1 : 722 kil. (au fourrage trempé).	745 kil.	23 kil.	1 kil.,64	281 kil.
Lot n° 2 : 772 kil. (au fourrage sec).	792	20	1 ,43	312

Dans une seconde expérience on a interverti l'ordre des lots ; le résultat obtenu n'a pas différé sensiblement du précédent.

M. Boussingault pense que « la légère différence qui semble résulter de l'avantage du foin trempé, est trop faible pour qu'on puisse affirmer qu'elle ne dépend pas d'une erreur d'observation ; mais cette différence, fût-elle réelle, ne compenserait pas les frais de main-d'œuvre et les embarras qu'occasionnerait le trempage. »

On a encore constaté, à cette occasion, que le foin trempé n'exerce aucune influence sur la lactation.

503. — Recherches entreprises pour déterminer l'influence que le sel, ajouté à la ration, exerce sur le développement du bétail; par M. Boussingault (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIV, p. 636, et t. XXV, p. 729). — **Expériences concernant l'influence du sel dans l'engraissement du bétail à laine**; par M. Dailly (*Ibid.*, t. XXIV, p. 648).

Les deux mémoires de M. Boussingault font suite à un premier travail inséré dans l'*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 782. L'ensemble de toutes ces recherches comprend un intervalle de 13 mois ; il en résulte les conséquences suivantes : Le sel est loin d'exercer sur le développement du bétail, sur la production de la chair, l'influence qu'on est généralement porté à lui attribuer.

« Si le sel ajouté à la ration a eu un effet peu prononcé sur la croissance du bétail, il paraît avoir exercé une action favorable sur l'aspect, sur les qualités des animaux. » On a pu s'assurer que les taureaux qui ne recevaient plus de sel depuis 6 mois avaient un poil tranché, rebroussé, tandis que les taureaux soumis à la ration de sel avaient un poil luisant et soyeux, et ces caractères devenaient plus tranchés à mesure que l'expérience se prolongeait, etc., etc.

Les recherches de M. Dailly portent sur 20 moutons, dont 10 ont reçu une ration de sel ; elles ont duré 3 mois, les pesées furent faites à la fin de chaque mois.

Le lot au sel a rendu 48,13 de chair nette, et 5,10 de suif pour 100 de poids vivant; le second lot a rendu 47,54 de chair nette, et 4,86 de suif pour 100 du poids vivant.

504. — Sur l'action du sel de cuisine lorsqu'on l'introduit directement dans l'estomac; par M. Bardeleben (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXV, p. 601).

Quand on introduit environ 3 grammes de sel de cuisine par une fistule stomacale dans l'estomac vide d'un chien, on remarque constamment une série de phénomènes qui ne se développent jamais lorsqu'on introduit cette même dose de sel par la bouche du chien. Les points de la muqueuse, qui se trouvent en contact avec le sel, sécrètent un mucus presque incolore, puis l'estomac se contracte violemment, et l'animal, en proie à une vive agitation, est pris de vomissements réitérés sans que sa santé en soit altérée.

Le suc gastrique sécrété dans ces conditions est quelquefois alcalin; M. Bardeleben n'a pu encore déterminer les causes des variations dans la réaction de ce suc; dans tous les cas, la réaction devient acide dès que la véritable digestion commence, tandis que la réaction alcaline persiste lorsqu'on introduit dans l'estomac des substances indigestes telles que des éponges.

Le sulfate de soude, celui de potasse produisent les mêmes effets que le sel marin. Le poivre, au contraire, n'exerce aucune action excitante; il augmente la sécrétion du suc gastrique acide, sans provoquer des vomissements et sans troubler la digestion.

505. — Sur la formation du sucre dans l'organisme animal; par M. Strahl (*Archiv der Pharmacie*, t. CII, p. 195).

M. Marchand a annoncé depuis longtemps que la substance du foie transforme l'amidon en sucre. M. Strahl confirme cette observation. Le foie écrasé, ainsi que l'extrait alcoolique de cette substance, transforment l'empois d'amidon en sucre au bout de 4 heures. Cette matière se distingue de la diastase en ce que les carbonates alcalins sont sans action sur elle; on la prépare en épuisant par l'eau, sur un filtre, la substance du foie bien divisée et en traitant la liqueur

par l'alcool absolu qui y produit un précipité légèrement rouge, que l'on sépare et sèche rapidement. Cette substance est précipitée par l'acétate de plomb ; l'acide acétique est sans action sur elle.

506. — Variations de la quantité de matières grasses contenues dans les poumons humains malades ; par M. N. Guillot (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences,* t. XXV, p. 77).

Les poumons qui ont été examinés ont été pris depuis l'âge intra-utérin de 8 mois jusqu'à l'âge de 81 ans.

Les recherches de M. Guillot établissent que la somme des matières grasses contenues dans le tissu pulmonaire, est plus considérable chez le fœtus avant qu'après la naissance; elle diminue dès que l'enfant nouveau-né commence à respirer.

Au terme de la vie intra-utérine, avant que la fonction respiratoire ait commencé, le rapport des matières grasses au tissu des poumons desséchés peut-être de 10, 12, 15 ou 18 pour 100; dès que l'air a pénétré dans la poitrine, ce rapport cesse d'être supérieur à 6 pour 100.

Dans toutes les affections de poitrine, dont la conséquence est la suppression passagère ou durable de la fonction respiratoire, dans une étendue plus ou moins grande des poumons, la proportion des matières grasses s'accroît dans les parties devenues imperméables à l'air. La quantité de ces matières peut alors s'élever depuis 15 jusqu'à 50 pour 100 ; tandis que, dans les endroits sains, elle dépasse rarement 10 pour 100. Ce fait est général depuis le moment de la naissance jusqu'à la vieillesse la plus avancée, chez les malades atteints de fluxion de poitrine ou de phthisie pulmonaire.

Les organes ont alors subi un véritable engraissement qui semble en rapport avec l'absence du contact de l'air sur les parties malades.

507. — Sur la formation de l'œuf chez les oiseaux ; par M. Sacc (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences,* t. XXIV, p. 1157).

Les poules que l'auteur a mises en expérience pondaient des œufs à coquille blanche, tant qu'elles reçurent de la craie, mais la coquille passa au jaune orangé quand on y substitua le calcaire jaune grossier, si riche en sesquioxyde de fer. La coquille redevint blanche lorsqu'on eut remis les poules au régime de la craie.

Tant qu'elles n'eurent pas commencé à pondre, les poules se con-

tentaient d'orge. Dès que la ponte eut commencé, elles s'arrachèrent les plumes. Nourries d'orge et de plumes hachées, elles parurent se trouver bien de ce régime et il a été impossible de trouver des plumes dans leurs excréments. Elles cessèrent de s'arracher les plumes dès qu'on eut adjoint du lait à leur régime ordinaire. Ce besoin d'aliments azotés ne s'était pas manifesté chez les coqs qui étaient également en expérience, M. Sacc croit qu'il a été provoqué dans la poule par la formation des œufs.

508. — Sur les phénomènes chimiques de l'évolution embryonnaire des oiseaux et des batraciens; par MM. Baudrimont et Martin Saint-Ange (*Annales de Chimie et de Physique*, 3e série, t. XXI, p. 195).

Voici les conclusions chimiques de ce volumineux mémoire :

« 1° Le poids des œufs aériens, comme on le savait depuis longtemps, diminue pendant l'incubation.

« 2° L'air respirable contenant une certaine quantité d'humidité pour les œufs aériens et une température convenable, sont indispensables pour que l'incubation ait lieu.

« 3° Les œufs aériens absorbent de l'oxygène et émettent dans le même temps de l'eau, du gaz carbonique, de l'azote et un produit sulfuré indéterminé.

« 4° La perte de poids des œufs est toujours inférieure à la somme du poids de l'eau, de l'acide carbonique et de l'azote qu'ils exhalent; elle est même inférieure à la somme du poids de l'eau, de l'azote et non de l'acide carbonique, mais seulement du carbone qu'il contient; ce qui permet d'admettre que l'oxygène de cet acide a été emprunté à l'air.

« Cela est évidemment dû à ce que, en même temps que le poids des œufs diminue par la perte de ces produits, ils absorbent de l'oxygène qui l'augmente.

« 5° Le gaz oxygène, nécessaire à l'incubation, se divise en deux parties : une qui donne naissance à de l'acide carbonique, l'autre qui est absorbée ou qui sert à produire de l'eau.

« 6° Le volume de l'oxygène absorbé est sensiblement le même que celui qui existe dans le gaz carbonique, et le volume de l'azote est environ la moitié de ce dernier ou le quart de l'oxygène employé.

« 7° La matière grasse diminue dans les œufs pendant l'incuba-

tion, en même temps que la matière azotée est altérée dans sa composition la plus intime, ainsi que cela est démontré par le dégagement d'azote qui a lieu.

« 8° L'oxygène employé, le carbone et l'azote exhalés sont sensiblement en proportions définies et peuvent être représentés par $8O + 2C + Az$, qui donnent $4O + 2CO^2 + Az$.

« 9° Que la moitié de l'oxygène soit absorbée et combinée ou employée à faire de l'eau, il en résulte que l'œuf, qui a subi l'incubation, est plus oxygéné que celui qui ne l'a pas subie, puisque la quantité d'oxygène qu'il contient normalement, demeure la même si elle n'augmente, et que le carbone et l'azote diminuent.

« 10° L'étude de la constitution chimique des animaux à différentes époques de leur existence, a démontré que les éléments inorganiques qu'ils renferment peuvent considérablement varier par leur nature et leurs proportions relatives. Nos observations à cet égard nous permettent d'affirmer qu'ils existent dans chaque particule organique, qu'ils lui arrivent à l'état de dissolution dans un fluide; mais que bientôt ils deviennent insolubles et s'unissent intimement, mais par un mode d'union différent de la véritable combinaison chimique.

« 11° Les phénomènes de l'évolution embryonnaire représentent une véritable nutrition dans laquelle les aliments ne deviennent assimilables, ou plutôt ne se distribuent selon certaines lois pour créer un animal, qu'après avoir subi l'action de l'oxygène.

« 12° La nutrition dans l'œuf paraissant, par les phénomènes qui l'accompagnent, tout à fait comparable à celle qui a lieu chez les animaux adultes, il en résulte que l'assimilation ne peut se faire chez ces derniers qu'après que les aliments entraînés dans l'appareil circulatoire ont subi l'influence de l'oxygène par l'acte de la respiration. »

509. — Recherches sur l'urine et sur l'influence des diurétiques; par M. Krahmer (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLI, p. 1).

M. Krahmer a fait des recherches très-étendues sur l'urine normale et sur l'urine sécrétée sous l'influence des diurétiques. Il a expérimenté sur lui-même.

Il s'est d'abord attaché à connaître exactement la constitution de son urine normale. Pour cela, il a dosé chaque jour, pendant plusieurs semaines, les principaux matériaux de l'urine recueillie à

six heures du matin, à midi et à dix heures du soir, en suivant un régime déterminé.

Il s'administra ensuite des doses croissantes de différents diurétiques, jusqu'à ce qu'un trouble sensible de l'estomac se fut manifesté. Examinant ensuite l'urine rendue pendant cette période, il compara ces résultats avec les précédents.

Les diurétiques employés sont le genièvre, la térébenthine, la scille, le gayac, la rhubarbe, la digitale et le colchique.

Chaque fois que l'état de sa santé l'avertissait d'interrompre ses expériences, M. Krahmer attendait, pour les poursuivre, que toute action du médicament pris en dernier lieu, eût disparu.

La température, l'état de l'atmosphère et la saison furent exactement notés.

Nous transcrivons le tableau qui comprend les résultats fournis par l'urine normale.

Toutes ces observations, faites avec un grand dévouement, sont résumées dans six tableaux que leurs dimensions ne nous permettent pas de reproduire.

		Quantité.	Densité.	Résidu solide.	Matières combustibles.	Cendres.
Urine de midi.	26 juin.	401,5	1016,5	14,148	5,765	8,383
	3 juillet.	387,4	1019,3	14,696	6,651	8,045
	5 août.	469,1	1025,5	25,220	13,800	11,420
	27 »	392,7	1018,2	15,196	6,237	8,959
	28 »	481,6	1022,5	21,832	10,315	11,517
Urine du soir.	26 juin.	365,2	1024,5	»	»	9,284
	3 juillet.	390,8	1025,7	18,833	8,523	10,310
	5 août.	294,5	1028,4	17,865	10,986	6,879
	27 août.	167,8	1025,8	8,754	4,978	3,776
Urine du matin.	27 juin.	478,2	1028,5	»	»	10,804
	4 juillet.	386,6	1027,7	21,520	9,177	12,343
	6 août.	522,7	1021,9	35,465	22,731	12,734
	28 »	348,8	1013,8	11,082	7,690	3,392

Pour l'intelligence de ce tableau, il est nécessaire de le faire suivre de quelques explications. Du 26 au 27 juin, et du 3 au 4 juillet 1846, l'urine fut examinée de 8 en 8 heures. L'urine de midi fut recueillie à 2 heures immédiatement avant le dîner; l'urine du soir à 10 heures, 2 heures après le souper; l'urine du matin fut évacuée à 6 heures. Le 5 et le 6 août, l'urine fut recueillie à 4 heures de relevée, 2 heures après dîner, puis à minuit, et le lendemain à 8 heures. Le 26 août, à 8 heures du soir, souper ordi-

naire, puis abstinence complète prolongée pendant 34 heures, et durant jusqu'au 28 à 6 heures et demie du matin, sans rien changer d'ailleurs aux autres habitudes. Du 27 au 30, l'urine fut recueillie de 8 en 8 heures. Après la dernière évacuation, qui eut lieu le matin du 28 août, M. Krahmer prit une infusion de 60 grammes de café; une heure après, repas composé de 500 grammes de bœuf grillé et de 250 grammes de pommes de terre. Dîner à 1 heure, urine recueillie à 2 heures.

Dans les autres séries d'expériences, M. Krahmer a déterminé les proportions d'urée, d'acide urique, de matière colorante et de sels solubles ou terreux contenus dans l'urine.

L'*urée* a été généralement dosée à l'état de nitrate. Les méthodes de M. Rabsky et de M. Heintz (*Annuaire de Chimie,* 1846, p. 699) n'ont pas fourni de résultats concordants.

L'*acide urique* a été déplacé par l'acide chlorhydrique; au bout de 48 heures; les cristaux déposés étaient recueillis sur un filtre et pesés.

La matière colorante était précipitée par l'acétate de plomb tribasique, et puis dosée comme combinaison plombique. M. Krahmer avoue que ce procédé ne permet pas une grande exactitude.

Un fait général qui résulte de l'ensemble de ce travail, c'est que les diurétiques, la température et l'état de l'atmosphère sont sans influence sur la proportion totale des matériaux dissous dans l'urine. Dans l'état normal, la sécrétion urinaire n'est influencée que par l'assimilation des aliments.

510. — Présence de l'acide lactique dans les os affectés d'un ramollissement; par M. SCHMIDT (*Annalen der Chemie und Pharmacie,* t. LXI, p. 329).

M. Schmidt a fait connaître un cas intéressant de ramollissement des os, survenu à la suite d'une violente affection morale.

Tous les os du cadavre étaient attaqués et contenaient de l'acide lactique; M. Schmidt a pu recueillir dans le fémur suffisamment de cet acide pour préparer le lactate de zinc cristallisé et pour déterminer l'équivalent de ce sel.

511. — Sur la formation de la vivianite dans l'organisme animal; par M. SCHLOSSBERGER (*Annalen der Chemie und Pharmacie,* t. LXII, p. 382).

M. Schlossberger attribue au phosphate ferrique la coloration

bleue que l'on remarque souvent sur de la charpie ayant servi au pansement de plaies anciennes et que certains chimistes ont attribué à du bleu de Prusse.

M. Schlossberger fonde son opinion sur le fait suivant : dans l'estomac d'une autruche morte d'une malalie tuberculeuse, il a trouvé trois clous en fer empâtés dans une masse compacte, rance, de couleur noire, formée de graisse et de sang caillé et durci. Au bout de quelques jours d'exposition à l'air, cette masse a bleui à l'entour des clous. La matière bleue qui se forma ainsi contenait 25 pour 100 d'eau, 50 pour 100 de peroxyde de fer et de grandes quantités d'acide phosphorique.

512. — De l'empoisonnement par les végétaux ou leurs principes immédiats en général, par l'opium ou la morphine en particulier; par M. Flandin (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXV, p. 150).

Ce travail toxicologique vient de paraître sous la forme d'un résumé assez succinct, dans lequel, par conséquent, on a omis les faits qui doivent justifier certaines réactions et certaines propriétés de la morphine et de quelques alcaloïdes.

L'auteur propose d'abord deux nouveaux procédés pour découvrir les poisons végétaux dans les restes humains.

Ces procédés ont cela de commun qu'ils sont basés l'un et l'autre sur ces deux faits : 1° que les substances végétales toxiques, telles que la morphine, la strychnine, etc., ne sont pas décomposées en présence des matières animales à la température de 100 et quelques degrés; 2° que l'ammoniaque précipite de leurs dissolutions acides les alcalis végétaux, jusques et passé les millièmes.

La matière bien pulvérisée est ensuite traitée soit par de l'eau aiguisée d'acide acétique, soit par l'alcool auquel on ajoute de l'acide tartrique ou oxalique pour obtenir la base végétale en dissolution.

S'il s'agit d'analyses de l'urine, on évapore à consistance d'extrait, on dessèche complétement ce dernier en ajoutant de l'alumine en poudre, et on reprend le résidu pulvérisé par l'eau froide aiguisée de 0,05 d'acide acétique et on précipite par l'ammoniaque.

Il résulte des expériences de M. Flandin que la morphine est supportée à doses énormes par les chats, les chiens, les lapins, les oiseaux. Que les bases organiques sont décomposées par les chlorures ou chlorites alcalins en présence des acides faibles. Que la morphine peut être décomposée ou brûlée durant l'acte de la digestion ou de

la respiration; mais que malgré cela une portion de cette base peut se retrouver dans les urines et dans les excréments.

513. — Sur le sang veineux d'un animal avant et après l'éthérisation; par M. Lassaigne (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXIV, p. 359).

« Les portions de sang qui ont été analysées ont été recueillies sur un fort chien, en bonne santé, qui avait été stupéfié, au bout de 30 minutes, dans une boîte en bois bien close dans laquelle on faisait arriver de l'éther sulfurique. »

Les faits observés peuvent se résumer ainsi :

1° Les deux échantillons de sang veineux, recueillis avant et après l'inhalation, n'ont pas présenté de différences sensibles dans leur couleur ni dans le temps de leur coagulation spontanée; le second possédait une odeur d'éther très-prononcée.

2° Les sérums et caillots, isolés 24 heures après l'extraction de ces deux espèces de sang, se sont trouvés dans les rapports suivants :

	Sang veineux avant l'inhalation.	Sang veineux après l'inhalation.
Caillot.....	65,46	59,69
Sérum.....	34,54	40,31

A part la petite portion d'éther de l'un d'eux, ces deux espèces de sang veineux étaient formées des mêmes principes.

Au moyen d'une méthode très-indirecte, M. Lassaigne croit être parvenu à déterminer approximativement l'éther contenu dans le sérum du sang veineux après l'inhalation. Ce sang serait composé de :

Sang veineux....................	99,919
Éther sulfurique................	0,081

514. — Recherches chimiques et physiques sur le phénomène de la respiration dans les diverses classes d'animaux; par MM. V. Regnault, J. Reiset et Millon.

Un extrait de ce travail a été publié dans les *Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXVI, p. 4 et 17; nous le transcrivons :

« La respiration des animaux a été étudiée par un grand nombre de chimistes et de physiologistes distingués. Les uns se son

occupés uniquement des altérations chimiques que l'air éprouve par le séjour des animaux ; d'autres ont traité plus particulièrement le phénomène de la respiration sous le point de vue physiologique, et ont cherché quels étaient les organes et les liquides du corps animal qui opéraient ces altérations. Les principaux travaux que nous possédons sur la première question sont dus à Spallanzani, Edwards, Allen et Pepys, Dulong, M. Despretz et M. Marchand. Les résultats que ces savants distingués ont obtenus sur ce sujet diffèrent souvent beaucoup. Tous s'accordent sur ce point, qu'une portion de l'oxygène de l'air atmosphérique disparaît par la respiration, et qu'il se forme une certaine quantité d'acide carbonique. Mais l'acide carbonique exhalé renferme-t-il tout l'oxygène disparu, ou une portion de cet oxygène entre-t-elle dans d'autres combinaisons ? Selon les uns, l'oxygène serait employé tout entier à former de l'acide carbonique ; selon les autres, l'acide carbonique exhalé ne contiendrait qu'une partie de l'oxygène disparu. Les dissidences sont encore plus grandes sur l'altération que l'azote de l'air éprouve dans ses proportions pendant la respiration de l'animal. Suivant quelques auteurs, il y aurait absorption ; suivant d'autres, il y aurait, au contraire, dégagement d'azote dans la respiration.

« Le peu de développement que nous pouvons donner à cet extrait ne nous permet pas de discuter le mode d'expérimentation suivi dans ces diverses recherches, ni les résultats obtenus par les auteurs qui ont étudié, avant nous, l'importante question de la respiration. Cette discussion trouvera place dans le mémoire complet que nous nous proposons de publier prochainement. Nous nous bornerons ici à dire que les recherches importantes de MM. Despretz et Dulong, qui sont regardées généralement comme les plus exactes, ont montré que dans la respiration des animaux à sang chaud, sur 100 parties en volume de gaz oxygène disparu, il y en a de 65 à 75 dans l'acide carbonique exhalé, et de 35 à 25 qui disparaissent dans d'autres combinaisons. D'après les auteurs cités, cette dernière quantité d'oxygène formerait de l'eau avec une quantité correspondante d'hydrogène fournie par l'économie animale. MM. Despretz et Dulong ont trouvé, en outre, qu'il se dégageait, dans la respiration, une quantité considérable de gaz azote, qui s'élevait quelquefois jusqu'au quart de la quantité d'oxygène abandonnée par l'air.

« Malgré les soins qui ont été apportés dans ces recherches, il est facile de reconnaître que leurs résultats ne peuvent pas être exacts. En effet, la quantité d'azote exhalée pendant vingt-quatre heures par la respiration d'un animal serait non-seulement très-supérieure à celle qui existe dans les aliments que prend l'animal pendant le même temps, mais encore, comme l'a fait observer M. Liebig (*Journal de Pharmacie*, t. VIII, p. 24), elle serait telle, qu'en négligeant même la quantité considérable d'azote qui est évacuée dans les excrétions, l'animal dégagerait, en quelques jours, plus d'azote qu'il n'en renferme dans tout son individu. Mais, si la quantité d'azote exhalée est inexacte dans ces expériences, il est très-probable que le rapport entre l'oxygène qui se trouve dans l'acide carbonique, et l'oxygène total fourni par l'air, n'est pas exact non plus; car toutes les proportions des gaz qui constituent l'air vicié par la respiration ont été déterminées par une même analyse.

« On ne s'étonnera pas de ces divergences, si l'on fait attention à la difficulté du problème, et l'on reconnaîtra même avec nous qu'il était impossible d'arriver à la vérité par les procédés qui ont été employés jusqu'ici. En effet, il est important que la respiration de l'animal ait lieu dans un air qui présente une composition très-peu différente de celle de l'air normal; par conséquent, il faut que l'atmosphère, dans laquelle on opère, n'éprouve que des altérations très-faibles par la respiration. L'étude du phénomène chimique de la respiration dépendra donc de la détermination précise des petites variations qu'aura éprouvées l'air qui a servi à la respiration; et il faudrait que cette détermination pût être faite avec une exactitude que l'on n'atteindra jamais dans les analyses chimiques, pour que la solution du problème présentât quelque certitude.

« Il nous a paru aussi d'une haute importance d'étudier conjointement le phénomène de la respiration et celui de la nutrition dans les animaux soumis aux expériences. Nous nous proposions d'étudier la respiration sur des animaux qui auraient été soumis pendant plusieurs jours à un régime alimentaire parfaitement déterminé, dont les aliments et les excrétions auraient été dosés et analysés avec le plus grand soin, et de suivre ensuite de nouveau la nutrition de l'animal pendant plusieurs jours, après les expériences sur la respiration.

« Nous nous sommes partagé le travail. MM. Regnault et Reiset

se sont occupés du phénomène de la respiration; M. Millon s'est chargé spécialement d'étudier la nutrition des animaux. Malheureusement les occupations diverses de chacun de nous, et de longues études préliminaires qu'il nous a fallu faire avant d'aborder le sujet principal de nos recherches, ne nous ont pas permis d'apporter dans nos travaux l'ordre qui aurait été nécessaire pour suivre le plan que nous nous étions tracé. La respiration et la nutrition n'ont pu être étudiées jusqu'ici que séparément; mais nous espérons que les circonstances nous permettront, à la fin de notre travail, d'étudier ces deux phénomènes conjointement, au moins sur quelques espèces animales.

Sur la respiration des animaux.

« Dans la plupart des expériences qui ont été faites jusqu'ici sur la respiration, on plaçait les animaux dans un espace limité rempli d'air atmosphérique, et l'on déterminait l'altération que subissait cet air par leur séjour plus ou moins prolongé. D'autres fois, l'animal était placé dans un espace plus rétréci et en communication avec deux gazomètres. L'un de ces gazomètres renfermait de l'air normal que l'on faisait passer lentement à travers l'espace dans lequel se trouvait l'animal, et l'on recueillait l'air vicié dans le second gazomètre.

« Dans ces deux manières d'opérer, il est essentiel que l'air ne subisse pas une altération notable; car autrement la respiration de l'animal aurait lieu dans une atmosphère trop différente de notre atmosphère terrestre. Mais si l'air, qui est destiné à entretenir la respiration de l'animal, pendant l'expérience, ne doit subir que de petites variations de composition, il est évident que l'étude de la respiration devient incertaine, parce qu'elle dépend de la mesure précise de quantités trop petites.

« Nos expériences ont été faites d'après une méthode tout à fait différente. Nous nous sommes imposé la condition de faire séjourner les animaux pendant très-longtemps, pendant plusieurs jours, dans un volume d'air limité, mais dans des circonstances telles, que cet air fût constamment ramené à la composition de l'air normal par le jeu même des appareils. Ainsi, d'un côté, la respiration faisait disparaître une quantité considérable d'oxygène et dégageait une grande quantité d'acide carbonique; et, de l'autre,

l'absorption ou le dégagement d'azote se manifestait par les variations de composition que subissait un volume limité pendant un séjour longtemps prolongé de l'animal.

« Notre appareil se compose de trois parties essentielles :

« 1° De l'espace dans lequel l'animal est renfermé;

« 2° D'un condenseur de l'acide carbonique ;

« 3° D'un appareil qui remplace constamment l'oxygène qui disparaît pendant la respiration.

« 1° L'espace qui contient l'animal est formé par une grande cloche de verre tubulée, de 45 litres environ de capacité. L'ouverture inférieure de cette cloche est mastiquée sur un disque annulaire en fonte, muni de deux rainures. Ce disque présente à son centre une ouverture circulaire assez large pour que l'on puisse introduire l'animal. L'ouverture se ferme ensuite hermétiquement au moyen d'un couvercle boulonné, et avec interposition d'un mastic au minium. La cloche est enveloppée par un manchon de verre de $0^m,5$ de diamètre : ce manchon est rempli d'eau, que l'on peut maintenir à une température constante. Tout l'appareil est supporté sur un bâtis de charpente.

« La tubulure supérieure de la cloche porte une monture métallique, traversée par plusieurs petites tubulures dont nous indiquerons successivement l'usage.

« Par la première de ces tubulures, la cloche communique avec un manomètre à mercure, qui donne à chaque instant la tension du gaz intérieur.

« Par deux autres tubulures, la cloche communique avec l'appareil condenseur de l'acide carbonique.

« 2° L'appareil condenseur de l'acide carbonique consiste en deux vases de verre sensiblement égaux, de 3 litres de capacité, et ayant la forme de pipettes. Ces vases communiquent, par leurs tubulures inférieures, au moyen d'un long tube de caoutchouc recouvert extérieurement de toile, et ayant environ 20 millimètres de diamètre intérieur. Les tubulures supérieures portent des montures métalliques tubulées, qui communiquent avec les deux tubulures de la cloche par l'intermédiaire de longs tubes en caoutchouc. On a placé dans ces vases 3 litres environ d'une dissolution de potasse dont on connaît très-exactement la composition initiale.

« Les deux pipettes sont disposées sur des supports mobiles qui peuvent prendre un mouvement dans le sens vertical. Supposons

la première pipette A au point le plus bas de sa course, et la pipette B, au contraire, au point le plus élevé. La pipette A sera alors entièrement remplie par la dissolution de potasse, tandis que la pipette B sera remplie d'air qui communique librement avec celui de la cloche. Donnons maintenant le mouvement inverse : amenons la pipette B au point le plus bas de sa course, et la pipette A au point le plus élevé. La potasse passera de A dans B, et renverra dans la cloche l'air qui remplissait B et qui a été débarrassé d'acide carbonique par son contact avec la potasse. Une autre portion de l'air de la cloche se rendra dans la pipette A et y déposera son acide carbonique. Afin que l'absorption de l'acide carbonique par la potasse se fasse d'une manière plus efficace, on a rempli les deux pipettes, de tubes de verre ouverts aux deux bouts; les parois de ces tubes restent mouillées de potasse lorsque les pipettes se vident de la dissolution alcaline, et présentent, par conséquent, une large surface absorbante. Le mouvement alternatif des pipettes est obtenu, d'une manière très-régulière, au moyen d'une petite machine mue par un poids de 200 kilogrammes, et qui marche pendant dix-huit heures sans être remontée. Cette machine porte un volant, à l'aide duquel on peut régler le mouvement des pipettes, de manière que l'absorption de l'acide carbonique se fasse le plus efficacement possible.

« Une des pipettes prend l'air au sommet de la cloche; l'autre le prend, au contraire, dans les régions inférieures : de sorte que le jeu de l'appareil détermine non-seulement l'absorption de l'acide carbonique à mesure qu'il se forme par la respiration, mais il produit également une agitation continuelle de cet air, qui tend à lui donner une composition uniforme dans les diverses parties de l'espace.

« 3° L'appareil, destiné à fournir constamment l'oxygène qui disparaît par la respiration, consiste en quatre grands vases en verre, ayant la forme de ballons compris entre deux tubulures. Deux de ces ballons ont 25 litres environ de capacité, les deux autres en ont 15. Les tubulures supérieures de ces ballons portent des montures métalliques à deux petites tubulures munies de robinets, dont l'une peut communiquer avec la grande cloche dans laquelle se trouve l'animal, et dont l'autre sert à introduire le gaz. Les tubulures inférieures des ballons sont mastiquées dans des pièces en cuivre à deux branches. L'une de ces branches est ver-

ticale; elle porte un robinet et sert à faire écouler le liquide renfermé dans le ballon, lorsqu'on veut remplir celui-ci d'oxygène. La seconde branche est horizontale; elle reçoit un long tube de verre vertical *ab*, par lequel on introduit le liquide lorsqu'on veut en remplir le ballon.

« Les ballons ne communiquent pas directement avec la cloche; un petit flacon laveur, rempli d'une dissolution concentrée de potasse ou de chlorure de calcium, se trouve interposé. On peut juger, par le passage des bulles de gaz à travers ce flacon, de la manière dont marche la respiration de l'animal; on peut même s'en servir pour compter ses pulsations.

« Lorsqu'on veut introduire de l'oxygène dans les ballons, on les a remplis, préalablement, d'une dissolution concentrée de chlorure de calcium; le gaz pénètre par l'une des tubulures supérieures, tandis que l'on fait écouler le chlorure de calcium par la tubulure inférieure. On remplit le ballon sous une pression un peu plus forte que celle de l'atmosphère extérieure, on laisse ensuite le gaz se mettre en équilibre de température avec l'air ambiant; on affleure le liquide à un trait de repère, en faisant écouler une petite portion de gaz, afin de lui donner une force élastique égale à celle de l'atmosphère.

« Ces notions préliminaires sur la disposition de notre appareil suffiront pour faire comprendre notre manière d'opérer.

« Avant de commencer une expérience, on a rempli préalablement les quatre ballons de gaz oxygène; on a introduit, dans l'appareil condenseur de l'acide carbonique, un poids connu de la dissolution de potasse dont on a déterminé rigoureusement, par une analyse préalable, le contenu en acide carbonique. On introduit alors l'animal, on place le couvercle inférieur de la cloche, mais sans le fermer complétement. Enfin, au moyen d'une forte machine pneumatique, on détermine un courant très-rapide d'air à travers la cloche pour empêcher l'air intérieur de se vicier avant le commencement de l'expérience. L'eau qui enveloppe la cloche présente une température un peu supérieure à celle de l'air ambiant, de sorte que sa température ne change que très-peu pendant l'expérience, la chaleur abandonnée par l'animal compensant la déperdition extérieure. On peut d'ailleurs rendre facilement cette température absolument stationnaire.

« Quand tout est disposé, on ferme la cloche après avoir noté la

température et la pression barométrique, et l'on met en mouvement l'appareil à potasse.

« Supposons, pour plus de simplicité, qne la respiration de l'animal consiste uniquement dans une absorption d'oxygène et en un dégagement d'acide carbonique. Il est clair qu'à mesure que l'oxygène de l'air de la cloche sera absorbé, et que l'acide carbonique dégagé se dissoudra dans l'appareil à potasse, la force élastique du gaz intérieur diminuera; et si la cloche communique librement avec un des vases remplis d'oxygène, le gaz disparu sera remplacé, immédiatement, par une quantité correspondante de gaz oxygène, pourvu que l'on verse constamment dans ce vase, par le tube *ab*, la quantité de chlornre de calcium qui maintient la force élastique du gaz intérieur égale à celle de l'atmosphère. Cette addition successive de chlorure de calcium se fait immédiatement, et sans que l'on ait besoin de s'en occuper, à l'aide de la disposition suivante. On mastique dans le tube *ab* du vase à oxygène un tube de plomb qui communique avec un réservoir supérieur rempli d'une dissolution concentrée de chlorure de calcium; le niveau de cette dissolution est maintenu constant dans ce réservoir par une disposition particulière. A mesure que le gaz se raréfie dans le vase à oxygène, la colonne liquide s'abaisse dans le tube *ab*, l'air contenu dans ce tube diminue de force élastique; par suite, la dissolution de chlorure de calcium descend dans le vase. On conçoit qu'il est très-facile de disposer les appareils de manière que la pression du gaz de la cloche ne varie qu'entre des limites très-étroites.

« On laisse l'animal séjourner dans la cloche jusqu'à ce qu'il ait consommé de 100 à 150 litres d'oxygène. Un chien qui nous a servi dans nos expériences consommait cette quantité d'oxygène en quinze ou vingt heures. Les lapins, poules, canards et autres animaux restent deux, trois et quatre jours. Lorsque l'animal ne doit pas rester plus de vingt-quatre heures, on ne lui donne pas de nourriture dans la cloche; mais s'il doit rester plus longtemps, on met avec lui dans la cloche sa ration de nourriture ordinaire. Tous les animaux sur lesquels nous avons expérimenté n'ont paru éprouver aucun malaise, même après un séjour de trois et quatre jours, et ont consommé leur ration de nourriture comme ils l'auraient fait dans leurs conditions ordinaires.

« Pour la plupart des animaux qui ne consomment pas une grande quantité d'oxygène, il était facile de s'arranger de manière

à ne pas avoir à s'occuper de l'appareil pendant la nuit ; mais, avec le chien, la surveillance était plus pénible, parce qu'il fallait changer le réservoir d'oxygène toutes les quatre ou cinq heures.

« Lorsque l'animal a consommé la quantité d'oxygène qu'on lui destine, on arrête l'expérience. A cet effet, le dernier réservoir d'oxygène renfermant encore une petite quantité de ce gaz, on renvoie ce gaz entièrement dans la cloche, de manière à y établir un petit excès de pression. On ramène la température de l'eau du manchon au même point où elle se trouvait au commencement de l'expérience ; on consulte le baromètre. On cherche à obtenir dans l'intérieur de la cloche une force élastique égale à celle qui avait lieu au commencement de l'expérience. Cela est très-facile, parce qu'on a mis dans l'intérieur de la cloche un excès de pression ; et, comme il n'arrive plus d'oxygène pour remplacer celui qui disparaît par la respiration, la pression intérieure diminue incessamment. On pourra donc arrêter l'expérience au moment où le gaz intérieur présente, avec l'atmosphère extérieure, une différence de pression égale à la variation que la hauteur barométrique a subie entre le commencement et la fin de l'expérience.

« A ce moment, on arrête le mouvement de l'appareil qui absorbe l'acide carbonique, et l'on recueille une certaine quantité de l'air intérieur. Cette prise d'air se fait facilement au moyen d'un appareil manométrique semblable à celui qui sert de mesureur dans l'eudiomètre décrit page 128, et qui porte de petit robinets en acier semblables, de sorte qu'on peut le mettre à volonté en communication avec la cloche dans laquelle l'animal respire, ou avec le laboratoire de l'eudiomètre.

« Si dans l'acte de la respiration, il ne s'absorbe que de l'oxygène, et s'il ne se dégage que de l'acide carbonique, il est clair que l'air de la cloche doit présenter encore, à la fin de l'expérience, la composition de l'air normal. Si, au contraire, il y a dégagement d'azote, nous devons trouver dans cet air une quantité d'oxygène moins considérable. Or, ce seul fait, que les animaux peuvent séjourner sans malaise, pendant plusieurs jours, dans notre appareil, prouve que le grand dégagement d'azote, annoncé par plusieurs physiciens, est impossible ; car nos animaux auraient été asphyxiés en très-peu de temps. L'analyse du gaz qui se trouve à la fin, dans la cloche, décidera d'ailleurs la question de la manière la plus nette. L'analyse se fait dans l'eudiomètre , dont nous avons parlé, en absorbant

d'abord par la potasse la petite quantité d'acide carbonique que le gaz renferme toujours; on ajoute ensuite au gaz un certain volume d'un mélange détonant d'oxygène et d'hydrogène obtenu par la décomposition de l'eau par la pile. Souvent le volume du gaz ne subit pas d'altération par cette détonation; quelquefois il se brûle une petite quantité d'hydrogène et de gaz carburé. Dans ce dernier cas, on absorbe encore par la potasse l'acide carbonique formé; enfin on détermine la quantité d'oxygène renfermée dans le gaz par la méthode ordinaire.

« L'expérience nous a montré que presque toujours il y a un peu d'azote dégagé; mais la quantité en est très-faible; elle dépasse rarement $\frac{1}{100}$ de la quantité d'oxygène consommée: le plus souvent elle est beaucoup moindre.

« L'hydrogène et les gaz carburés se présentent en quantités très-petites. Dans une seule des expériences faites sur le chien, nous avons trouvé une quantité considérable d'hydrogène, car il y en avait plus de 2 litres dégagés. Mais l'expérience avait été faite dans des circonstances anormales. On avait donné au chien, immédiatement avant de l'introduire dans l'appareil, double ration de viande; l'animal eut une indigestion, et vomit à plusieurs reprises; mais il avalait immédiatement les matières rejetées. L'expérience fut continuée comme à l'ordinaire; au bout de quelques heures, le chien ne paraissait plus souffrant. Le dégagement très-considérable d'hydrogène que nous avons trouvé dans cette expérience rend très-probable que, dans la digestion, il se dégage une proportion considérable de ce gaz qui se brûle ensuite dans l'économie animale sous l'influence des ferments ou des membranes. Plusieurs chimistes ont déjà constaté la présence de l'hydrogène dans les gaz intestinaux.

« La quantité d'oxygène qui a disparu dans la respiration nous est connue; l'acide carbonique dégagé, se détermine par l'analyse de la dissolution de potasse. On peut donc déterminer rigoureusement le rapport entre la quantité totale d'oxygène consommé et la quantité d'oxygène qui s'est dégagée à l'état d'acide carbonique.

« Nous nous bornerons ici à citer quelques expériences, pour donner seulement une idée de notre travail, car il nous serait impossible d'en rendre un compte satisfaisant dans cet extrait.

JEUNE CHIEN AU TERME DE SA CROISSANCE PESANT $6^{k},390$.

Première expérience.

Durée de l'expérience, $24^{h},30^{m}$.

	Gr.
Oxygène consommé	182,288
Acide carbonique produit	185,961
Oxygène contenu dans l'acide carbonique	135,244
Azote dégagé	0,182

« Ou, en les rapportant au poids de l'oxygène consommé représenté par 100 :

	Gr.
Oxygène consommé	100
Oxygène dans l'acide carbonique	74,191
Oxygène disparu à un autre état	25,809
Azote dégagé	0,055
Oxygène consommé moyennement par le même chien, dans une heure	7,44

Deuxième expérience.

Durée de l'expérience, $22^{h},15^{m}$.

	Gr.
Oxygène consommé	182,381
Acide carbonique produit	188,050
Oxygène contenu dans l'acide carbonique	136,763
Azote dégagé	0,624

« L'oxygène consommé étant représenté par 100, on a, dans cette expérience :

	Gr.
Oxygène dans l'acide carbonique	74,987
Oxygène disparu à un autre état	25,013
Azote dégagé	0,342
Oxygène consommé moyennement par le même chien, par heure	8,196

Troisième expérience.

Durée de l'expérience, $21^{h},15^{m}$.

	Gr.
Oxygène consommé	146,479
Acide carbonique produit	150,406

Oxygène contenu dans l'acide.	109,386
Azote dégagé.	1,015

« L'oxygène consommé étant représenté par 100, on a :

	Gr.
Oxygène dans l'acide carbonique.	74,677
Oxygène absorbé autrement.	25,323
Azote exhalé.	0,693
Oxygène consommé moyennement, par heure.	6,893

Quatrième expérience.

AUTRE CHIEN PLUS AGÉ; POIDS : 6^k,213.

Durée de l'expérience, 27^h.

	Gr.
Oxygène consommé.	170,520
Acide carbonique produit.	173,472
Oxygène contenu dans cet acide.	126,161
Azote dégagé.	0,530

« Ou, en posant l'oxygène consommé égal à 100 :

	Gr.
Oxygène dans l'acide carbonique.	73,986
Oxygène absorbé à un autre état.	26,014
Azote dégagé.	0,311
Oxygène consommé moyennement, par heure.	6,315

Cinquième expérience.

LAPIN; POIDS : 2^k,755.

Durée de l'expérience, 42^h,45^m.

	Gr.
Oxygène consommé.	116,291
Acide carbonique produit.	146,490
Oxygène contenu dans l'acide.	106,538
Azote dégagé.	0,577

« On déduit de là :

	Gr.
Oxygène total consommé.	100
Oxygène dans l'acide carbonique.	91,613
Oxygène absorbé à un autre état.	8,387

Azote exhalé	0,495
Poids de l'oxygène consommé moyennement, par heure	2,720

Sixième expérience.

POULE PESANT 1^k,280.

Durée de l'expérience : 63^h.

	Gr.
Oxygène consommé	85,423
Acide carbonique produit	107,232
Oxygène contenu dans l'acide	77,987
Azote dégagé	1,251

« On en déduit :

	Gr.
Oxygène total consommé	100
Oxygène dans l'acide carbonique	91,295
Oxygène absorbé à un autre état	8,705
Azote dégagé	1,464

« Nous donnerons dans notre mémoire détaillé une série d'expériences entreprises dans le but de reconnaître l'influence que la température du milieu ambiant exerce sur la respiration des animaux.

« Nous avons fait avec le même appareil des expériences sur la respiration des animaux dans des atmosphères renfermant plus d'oxygène que l'air normal. Nous ne citerons que les deux expériences suivantes faites sur le même chien, qui avait servi aux première, deuxième et troisième expériences.

ATMOSPHÈRE RENFERMANT 47 POUR 100 D'OXYGÈNE.

Durée de l'expérience, 21^h.

	Gr.
Oxygène consommé	168,350
Acide carbonique produit	178,425
Oxygène contenu dans l'acide carbonique	129,763
Azote dégagé	0,3276

« Ou, en rapportant à 100 d'oxygène consommé :

	Gr.
Oxygène dans l'acide carbonique	77,079
Oxygène absorbé à un autre état	22,921

Azote dégagé	0,195
Poids de l'oxygène consommé moyennement, par heure	8,012

ATMOSPHÈRE RENFERMANT 60 POUR 100 D'OXYGÈNE.

Durée de l'expérience, $22^h,40^m$.

	Gr.
Oxygène consommé	147,454
Acide carbonique	152,359
Oxygène contenu dans l'acide carbonique	110,806
Azote dégagé	0,436
Oxygène dans l'acide carbonique	75,146
Oxygène absorbé autrement	24,854
Oxygène total consommé	100,000
Azote dégagé	0,296
Poids de l'oxygène consommé moyennement, par heure	6,507

« La respiration des animaux, dans une atmosphère aussi fortement chargée d'oxygène, n'a rien présenté de particulier ; on trouve sensiblement le même rapport entre les quantités absorbées et l'acide carbonique produit que lorsque la respiration a lieu dans l'air normal ; le dégagement d'azote reste le même, et le poids de l'oxygène, consommé par heure, ne change pas d'une manière sensible. Les animaux ne paraissent d'ailleurs pas éprouver de malaise.

« Nous avons fait respirer des petits animaux, des oiseaux, dans du gaz oxygène pur, et les produits de la respiration n'ont pas paru différer notablement des produits de la respiration normale.

» Nous avons également placé des animaux dans une atmosphère composée de 79 parties d'hydrogène et de 21 parties d'oxygène : ils y ont vécu longtemps sans malaise apparent, et les produits de la respiration ont été à peu près les mêmes que dans la respiration normale.

« Nous avons également fait des expériences sur la respiration des animaux dans des atmosphères renfermant des quantités considérables d'acide carbonique, dans le protoxyde d'azote, etc., etc.

« Pour étudier la respiration des petits animaux, nous nous ser-

vons d'un appareil spécial fondé sur les mêmes principes que notre grand appareil, mais que nous ne pouvons pas décrire ici.

« Nous avons fait avec le petit appareil un grand nombre d'expériences sur la respiration des animaux à sang froid : sur les grenouilles, les salamandres, les cloportes et vers de terre; sur les vers à soie et leurs chrysalides, sur les hannetons, etc., etc.

« Notre intention est d'étudier de la même manière la respiration de l'homme; mais nous avons été arrêtés momentanément par les dépenses, assez considérables, que nécessitait l'établissement d'un nouvel appareil. »

515. — Modifications de la respiration chez les personnes soumises à l'inhalation de l'éther; par MM. Ville et Blandin (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences,* t. XXIV, p. 1016).

Dans l'état d'insensibilité complète, où la vie semble éteinte, où les membres refroidis ont souvent perdu la faculté de se mouvoir, la respiration produit plus d'acide carbonique que dans l'état où le jeu des organes s'exerce librement et naturellement. Ce fait a été établi par MM. Ville et Blandin, sur l'autorité de nombreuses expériences.

Les auteurs ajoutent que « dans le cours de l'éthérisation, l'acide carbonique provenant de la respiration augmente toujours à mesure que la sensibilité s'affaiblit, et diminue à mesure qu'elle renaît et redevient complète. »

516. — Sur un appareil propre à déterminer les produits de la respiration; par M. Poumarède (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences,* t. XXV, p. 254).

A la propriété de se prêter à la détermination rapide de l'eau et de l'acide carbonique produits dans un temps donné par la respiration, cet appareil joint encore le précieux avantage de permettre d'y vivre dans les milieux impropres à la vie, et particulièrement dans l'eau.

Comme il nous semble difficile de bien comprendre la description sans une figure, nous croyons devoir renvoyer à l'original.

517. — Sur la composition de l'air confiné dans les écuries; par M. Lassaigne (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences,* t. XXIII, p. 1108).

Les observations entreprises avec de l'air pris dans des écuries

où avaient respiré un certain nombre de chevaux pendant un temps déterminé, conduisent M. Lassaigne aux conclusions suivantes :

1° L'air limité des écuries où sont renfermés des chevaux contient, à différentes hauteurs, la même proportion d'acide carbonique.

2° Ce gaz est mélangé à toute la masse d'air contenue dans l'écurie. Ce fait est conforme à ce qui se passe dans les lieux fermés où sont réunis des hommes (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 154).

3° La proportion d'acide carbonique exhalé en une heure, forme environ le tiers du volume du corps du cheval, ou 219,72.

4° Le rapport des quantités d'acide carbonique exhalé par l'homme et le cheval, dans le même temps, est :: 1 : 12,3.

5° Les quantités de carbone brûlé dans le poumon de l'homme et du cheval sont, pour 1 heure, de 8gr,96 de carbone pour l'homme, et de 110gr,21 pour le cheval.

M. Lassaigne ajoute en outre quelques propositions hygiéniques.

ADDITIONS.

2 bis.— Table pour réduire à 0° les hauteurs barométriques ; par M. Izarn.

Cette table doit être consultée dans toutes les expériences sur les gaz et les vapeurs. Nous croyons être utile aux chimistes et aux physiciens en l'insérant dans notre *Annuaire*.

M. Regnault a donné, dans le tome XXI des *Mémoires de l'Institut*, les coefficients de dilatation du mercure de 10 en 10 degrés, depuis 0° jusqu'à 350°. On s'est servi, dans la construction de cette table, de ces coefficients entre 0°, 10°, 20°, 30°; on a tenu compte aussi de la dilatation du laiton, qui forme ordinairement la monture des baromètres, et sur laquelle est tracée la division en millimètres : on a employé pour cela la moyenne des trois coefficients du laiton donnés par Laplace et Lavoisier.

La formule qui sert à ramener à 0° la hauteur observée est la suivante :

$$H_0 = H \frac{1 + Kt}{1 + \delta t};$$

H_0 est la hauteur réduite, t la température du baromètre, H la hauteur observée, K le coefficient du laiton $= 0,00001878$, et δ le coefficient de dilatation du mercure. Voici les valeurs employées :

De 0° à 10° $\delta = 0{,}00017925$
10 20° $\delta = 0{,}00017951$
20 30° $\delta = 0{,}00017976$

La formule précédente peut se mettre sous la forme

$$H_0 = H - \left(Ht\,\frac{\delta - K}{1 + \delta t}\right),$$

où le terme entre parenthèses représente ce qu'il faut retrancher de la hauteur observée pour obtenir la hauteur réduite. C'est ce terme qui a été calculé dans la table.

Celle-ci se compose de six colonnes verticales : la première, à gauche, contient la température inscrite de $\frac{1}{10}$ en $\frac{1}{10}$ de degré. Les cinq autres portent en tête les nombres 730^{mm}, 740^{mm}, 750^{mm}, 760^{mm}, 770^{mm}. C'est entre ces limites que sont comprises en général les hauteurs observées.

Voici la manière de se servir de la table. Supposons qu'on ai l'observation suivante : baromètre 757,25, thermomètre 15°,3. On cherche à la colonne des températures 15°,3, puis on suit la ligne horizontale sur laquelle est situé ce nombre jusqu'à la colonne verticale qui porte en tête 760 (nombre le plus voisin de 757,25) ; on y lit $1^{mm},864$, ou, plus simplement, $1^{mm},86$; on voit d'un coup d'œil que le nombre inscrit immédiatement à côté dans la colonne 750, est $1^{mm},839$, ou bien $1^{mm},84$; ainsi, pour une augmentation de 10^{mm} de pression, la correction n'augmente que de $0^{mm},02$; on peut donc prendre $1^{mm},86$ à $\frac{1}{200}$ près; la hauteur réduite sera $757^{mm},25 - 1^{mm},86 = 755^{mm},39$.

On a conservé les millièmes, quoique généralement on n'emploie que les centièmes, pour faire juger plus facilement le cas où l'on doit forcer le chiffre des centièmes, quand les hauteurs observées ne sont pas très-rapprochées de celles pour lesquelles la table a été calculée exactement.

T.	mm 730	mm 740	mm 750	mm 760	mm 770
	mm	mm	mm	mm	mm
1°,0	0,117	0,119	0,120	0,122	0,123
1	129	131	132	134	135
2	140	143	144	146	148
3	152	154	156	158	160
4	164	166	168	170	173
5	175	178	180	183	185
6	187	190	192	195	197
7	199	202	204	207	210
8	211	213	216	219	222
9	222	225	228	231	235
2°,0	0,234	0,237	0,241	0,244	0,247
1	246	249	253	256	259
2	257	261	265	268	272
3	269	273	277	280	284
4	281	285	289	292	296
5	292	296	301	305	308
6	304	308	313	317	321
7	316	320	325	329	333
8	328	332	337	341	345
9	339	344	349	353	358
3°,0	0,351	0,356	0,361	0,366	0,370
1	363	368	373	378	382
2	374	380	385	390	395
3	386	391	397	402	407
4	398	403	409	414	420
5	409	415	421	427	432
6	421	427	433	439	444
7	433	439	445	451	457
8	445	450	457	463	469
9	456	462	469	475	482
4°,0	0,468	0,474	0,482	0,488	0,494
1	480	486	494	500	506
2	491	498	506	512	519
3	503	510	518	524	531
4	515	522	530	536	543
5	526	533	542	548	555
6	538	545	554	560	568
7	550	557	566	572	580
8	562	569	578	584	592
9	573	581	590	596	605

T.	mm 730	mm 740	mm 750	mm 760	mm 770
	mm	mm	mm	mm	mm
5°,0	0,585	0,593	0,601	0,609	0,617
1	597	605	613	621	629
2	608	617	625	633	642
3	620	629	637	645	654
4	632	641	649	657	666
5	643	653	661	670	678
6	655	665	673	682	691
7	667	677	685	694	703
8	679	689	697	706	715
9	690	701	709	718	728
6°,0	0,702	0,712	0,721	0,731	0,740
1	714	724	733	743	752
2	725	736	745	755	765
3	737	748	757	767	777
4	749	760	769	779	789
5	760	771	781	792	802
6	772	783	793	804	814
7	784	795	805	816	827
8	796	807	817	828	839
9	807	819	829	840	852
7°,0	0,819	0,830	0,841	0,853	0,864
1	831	842	853	865	876
2	842	854	865	877	889
3	854	866	877	889	901
4	866	878	889	901	913
5	877	890	901	913	925
6	889	902	913	925	938
7	901	914	925	937	950
8	913	926	937	949	962
9	924	938	949	961	975
8°,0	0,936	0,949	0,961	0,974	0,987
1	948	961	973	986	999
2	959	973	985	998	1,012
3	971	985	997	1,010	024
4	983	997	1,009	022	036
5	994	1,008	021	035	048
6	1,006	020	033	047	061
7	018	032	045	059	073
8	030	044	057	071	085
9	041	056	069	083	098

T.	mm 730	mm 740	mm 750	mm 760	mm 770
	mm	mm	mm	mm	mm
9°,0	1,053	1,067	1,081	1,096	1,110
1	065	079	093	108	122
2	077	091	105	121	135
3	088	103	117	133	147
4	100	115	129	145	160
5	112	127	142	157	172
6	124	139	154	170	185
7	136	151	166	182	197
8	147	163	178	194	210
9	159	175	190	207	222
10°,0	1,171	1,187	1,203	1,219	1,235
1	183	199	215	231	247
2	194	211	227	243	260
3	206	223	239	256	272
4	218	235	251	268	285
5	229	246	263	280	297
6	241	258	275	292	309
7	253	270	287	304	322
8	265	282	299	317	334
9	276	294	311	329	347
11°,0	1,288	1,306	1,323	1,341	1,359
1	300	318	335	353	371
2	311	330	347	365	384
3	323	342	359	378	396
4	335	354	371	390	408
5	346	365	383	402	420
6	358	377	395	414	433
7	370	389	407	426	445
8	382	401	419	439	457
9	393	413	431	451	470
12°,0	1,405	1,424	1,443	1,463	1,482
1	417	436	455	475	494
2	428	448	467	487	507
3	440	460	479	499	519
4	452	472	491	511	531
5	463	484	503	523	543
6	475	496	515	536	556
7	487	508	527	548	568
8	499	520	539	560	580
9	510	532	551	572	593

T.	mm 730	mm 740	mm 750	mm 760	mm 770
	mm	mm	mm	mm	mm
13°,0	1,522	1,543	1,563	1,584	1,605
1	534	555	575	596	617
2	545	567	587	608	630
3	557	578	599	621	642
4	568	590	611	633	654
5	580	602	623	645	666
6	592	614	635	657	679
7	603	626	647	669	691
8	615	637	659	682	703
9	626	649	671	694	716
14°,0	1,638	1,661	1,683	1,706	1,728
1	650	673	695	718	740
2	661	685	707	730	753
3	673	696	719	742	765
4	685	708	731	754	777
5	696	720	743	766	789
6	708	732	755	779	802
7	720	744	767	791	814
8	732	755	779	803	826
9	743	767	791	815	839
15°,0	1,755	1,779	1,803	1,827	1,851
1	767	791	815	839	863
2	778	803	827	851	876
3	790	815	839	864	888
4	802	827	851	876	900
5	813	839	863	888	912
6	825	851	875	900	925
7	837	863	887	912	937
8	849	875	899	925	949
9	860	887	911	937	962
16°,0	1,872	1,898	1,923	1,949	1,974
1	884	910	935	961	986
2	895	922	947	973	999
3	907	933	959	985	2,011
4	919	945	971	997	023
5	930	957	983	2,009	035
6	942	969	995	022	048
7	954	981	2,007	034	060
8	966	992	019	046	072
9	977	2,004	031	058	085

T.	mm 730	mm 740	mm 750	mm 760	mm 770
	mm	mm	mm	mm	mm
17°,0	1,989	2,016	2,043	2,070	2,097
1	2,001	028	055	082	109
2	012	040	067	094	122
3	024	051	079	107	134
4	035	063	091	119	146
5	047	075	103	131	158
6	059	087	115	143	171
7	070	099	127	155	183
8	082	110	139	168	195
9	093	122	151	180	208
18°,0	2,105	2,134	2,163	2,192	2,220
1	117	146	175	204	232
2	128	158	187	216	245
3	140	169	199	228	257
4	152	181	211	240	269
5	163	193	223	252	281
6	175	205	235	265	294
7	187	217	247	277	306
8	199	228	259	289	318
9	210	240	271	301	331
19°,0	2,222	2,252	2,283	2,313	2,343
1	234	264	295	325	356
2	246	276	308	338	368
3	258	289	320	350	381
4	270	301	332	363	394
5	282	313	344	375	406
6	294	325	357	388	419
7	306	337	369	400	432
8	318	350	381	413	445
9	330	362	394	425	457
20°,0	2,342	2,374	2,406	2,438	2,470
1	354	386	418	450	482
2	365	398	430	462	495
3	377	409	442	474	507
4	388	421	454	486	519
5	400	433	466	498	531
6	412	445	478	511	544
7	423	457	490	523	556
8	435	468	502	535	568
9	446	480	514	547	581

T.	730 mm	740 mm	750 mm	760 mm	770 mm
	mm	mm	mm	mm	mm
21°,0	2,458	2,492	2,526	2,559	2,593
1	470	504	538	571	605
2	481	516	550	583	618
3	493	527	562	596	630
4	505	539	574	608	642
5	517	551	586	620	654
6	529	563	598	632	667
7	541	575	610	644	679
8	553	586	622	657	691
9	564	598	634	669	704
22°,0	2,575	2,610	2,646	2,681	2,716
1	587	622	658	693	728
2	598	634	670	705	741
3	610	646	682	717	753
4	622	658	694	729	765
5	633	670	706	741	777
6	645	681	717	754	790
7	657	693	729	766	802
8	669	705	741	778	814
9	680	717	753	790	827
23°,0	2,692	2,729	2,765	2,802	2,839
1	704	741	777	814	851
2	715	753	789	826	864
3	727	764	801	839	876
4	738	776	813	851	888
5	750	788	825	863	900
6	762	800	837	875	913
7	773	812	849	887	925
8	785	823	861	900	937
9	796	835	873	912	950
24°,0	2,808	2,847	2,885	2,924	2,962
1	820	859	897	936	974
2	831	871	909	948	987
3	843	882	921	960	999
4	855	894	933	972	3,011
5	866	906	945	984	023
6	878	918	957	997	036
7	890	930	969	3,009	048
8	902	941	981	021	060
9	913	953	993	033	073

T.	mm 730	mm 740	mm 750	mm 760	mm 770
	mm	mm	mm	mm	mm
25°,0	2,925	2,965	3,005	3,045	3,075
1	937	977	017	057	097
2	948	989	029	069	110
3	960	3,000	041	081	122
4	971	012	053	093	134
5	983	024	065	105	146
6	995	036	076	118	159
7	3,006	048	088	130	171
8	018	059	100	142	183
9	029	071	112	154	196
26°,0	3,041	3,083	3,124	3,166	3,208
1	053	095	136	178	220
2	064	107	148	190	233
3	076	118	160	202	245
4	088	130	172	214	257
5	099	142	184	226	269
6	111	154	196	239	282
7	123	166	208	251	294
8	135	177	220	263	306
9	146	189	232	275	319
27°,0	3,158	3,201	3,244	3,287	3,331
1	170	213	256	299	343
2	181	225	268	311	355
3	193	236	280	323	368
4	204	248	292	335	380
5	216	260	304	347	392
6	227	272	316	360	404
7	239	284	328	372	416
8	251	295	340	384	429
9	262	307	352	396	441
28°,0	3,274	3,319	3,364	3,408	3,453
1	286	331	376	420	465
2	297	343	388	432	478
3	309	354	400	445	490
4	320	366	412	457	502
5	332	378	424	469	514
6	344	390	435	481	527
7	355	402	447	493	539
8	367	413	459	506	551
9	378	425	471	518	564

T.	mm 730	mm 740	mm 750	mm 760	mm 770
	mm	mm	mm	mm	mm
29°,0	3,390	3,437	3,483	3,530	3,576
1	402	449	495	542	588
2	413	461	507	554	601
3	425	472	519	566	613
4	437	484	531	578	625
5	448	496	543	590	637
6	460	508	555	602	650
7	472	520	567	614	662
8	484	531	579	626	674
9	495	543	591	638	687
30°,0	3,507	3,555	3,603	3,650	3,699

470 bis. — Expériences sur la composition du lait dans certaines phases de la traite, et sur les avantages de la traite fractionnée pour la fabrication du beurre; par M. Jules Reiset.

C'est un fait généralement reconnu que le lait offre des différences appréciables dans ses qualités suivant qu'il est recueilli au commencement ou à la fin de la traite.

Parmentier et Deyeux paraissent en avoir fait la première remarque, et voici comment ils s'expriment dans leur livre, qui fournit de précieuses indications sur l'importance domestique du lait :

« D'après l'observation que nous avons faite relativement à la différence notable qui existe entre la première et la dernière portion du lait d'une même traite, on doit facilement concevoir combien est vicieux l'usage dans lequel on est, surtout dans les grandes communes, de destiner le lait d'une même femelle au service de plusieurs individus.

« Supposons, en effet, trois malades auxquels le médecin aura prescrit le lait d'ânesse, par exemple, à la dose de huit onces le matin, quantité que cette femelle peut fournir à chaque traite. On conduit l'ânesse chez le premier malade, et on tire la mesure de lait dont il a besoin ; on va ensuite chez le second, et enfin, chez le troisième, auxquels on donne, comme au premier, la dose de lait prescrite. Dans ce cas, il est aisé de voir que le premier malade aura

le lait le plus séreux, tandis que le dernier n'a, pour ainsi dire, que de la crème. » (*Traité sur le lait*, p. 206.)

Plus récemment, MM. Quévenne et Donné ont imaginé, chacun de son côté, des instruments destinés à déterminer plus ou moins rapidement les qualités du lait, et notamment la proportion de crème qu'il contient. Ce fait n'a pas échappé à leur attention.

Enfin, dans son mémoire sur la composition chimique du lait d'ânesse (*Annales de Chimie et de Physique*, 2e série, t. LXII, p. 437), M. Péligot a le premier donné une analyse avec des nombres. Le lait d'une même traite, après un sevrage de 9 heures, a été recueilli en trois parties séparées. L'analyse de ces trois parties a donné :

Beurre	0,96	1,02	1,52
Sucre de lait	6,50	6,48	6,45
Caséum	1,76	1,95	2,95
Matières solides	9,22	9,45	10,92
Eau	90,78	90,55	89,08
	100,00	100,00	100,00

M. Reiset a multiplié les analyses pour arriver à une connaissance plus complète d'un phénomène physiologique aussi singulier.

Les expériences ont porté sur le lait de deux vaches nourries à la prairie pendant la journée, et rentrées à l'étable pendant la nuit sans y recevoir de nourriture. Dans la capsule même où devait s'opérer l'évaporation au bain-marie, on faisait tomber de la mamelle 20 grammes environ du lait à analyser. Le résidu était définitivement pesé après une dessiccation complète à 100° dans l'étuve.

VACHE N° 1. LA BLANCHE.

DATE de l'expérience.	HEURE de la traite.	TEMPS écoulé depuis la dernière traite.	LAIT recueilli au commencement de la traite. Résidu sec pour 100.	LAIT recueilli à la fin de la traite. Résidu sec pour 100.	MOYENNE.	POIDS du produit de la traite en grammes.	OBSERVATIONS.
1843.							
16 octob.	6 h. matin.	12 h.	9,33	16,04	12,68	4940	
27 »	7 h. »	12 h.	9,90	15,85	12,87	4840	
31 »	7 h. »	12 h.	9,90	17,82	13,86	4200	
29 »	6 h. 1/2 soir.	11 h. 1/2	10,41	21,30	15,85	4570	
31 »	6 h. 1/2 »	11 h. 1/2	9,62	19,07	14,34	4100	
28 »	6 h. 1/2 »	6 h.	13,30	16,30	14,80	2000	
26 »	6 h. 1/2 »	6 h.	12,80	16,06	14,43	2540	Dans les 24 heures, la vache blanche fournissait en moyenne 12500 grammes de lait. La vache rouge seulement 10250 grammes.
25 »	midi.	5 h.	11,49	17,70	14,60	2600	
27 »	»	5 h.	12,0	21,20	16,60	2695	
1er nov.	»	5 h.	13,60	18,50	16,05	2355	
30 octob.	4 h. soir.	4 h.	17,19	16,93	17,06	1320	
1er nov.	4 h. »	4 h.	15,28	14,73	15,0	1240	
30 octob.	6 h. 1/2 soir.	2 h. 1/2	14,60	13,33	13,86	425	
1er nov.	6 h. 1/2 »	2 h. 1/2	12,84	13,08	12,86	530	
1844.							
20 sept.	2 h. 15' »	1 h. 15'	13,65	13,89	13,77	650	
20 »	3 h. 30' »	1 h. 15'	11,65	11,89	11,77	60	
20 »	5 h. »	1 h. 30'	10,96			20	
20 »	6 h. 30' »	1 h. 30'	10,88	13,33	12,10	normal.	

VACHE N° 2. LA ROUGE.

1843.							Les deux vaches étaient traites habituellement à 6 heures du matin, à midi et à 6 heures du soir.
3 nov.	7 h. matin.	12 h. 30'	11,01	17,63	14,32	4465	
2 »	6 h. 30' soir.	6 h. 30'	13,15	17,29	15,22	2210	
3 «	midi.	5 h.	14,37	18,93	16,65	2120	
3 »	6 h. 30' soir.	5 h.	13,20	17,50	15,35	2040	
3 »	1 h. 30' »	1 h. 30'	18,34	16,33	17,33	80	

DATE de l'expérience.	HEURE de la traite.	TEMPS écoulé depuis la dernière traite.	LAIT recueilli au commencement de la traite. Résidu sec pour 100.	LAIT recueilli au milieu de la traite. Résidu sec pour 100.	LAIT recueilli à la fin de la traite. Résidu sec pour 100.	OBSERVATIONS.
1844.						
20 sept.	Midi.	5 h.	10,96	13,14	19,20	La vache n° 1, la Blanche.
27 sept.	Midi.	5 h.	12,13	13,72	20,0	La vache n° 2, la Rouge.

De l'ensemble des faits consignés dans ce tableau, il résulte que le lait recueilli à la fin de la traite est plus riche que celui recueilli au commencement. Il faut remarquer cependant que cette disposition n'est pas absolue, et que la différence ne s'observe que quand le lait a séjourné plus de quatre heures dans son réservoir naturel. Si l'on rapproche les traites de deux en deux heures, ou davantage, la composition du lait reste sensiblement constante durant toute l'émission; toutefois, ces traites réitérées ne sont pas normales, et la vache ne s'y soumet qu'avec beaucoup de répugnance; il arrive même qu'elle y oppose une résistance qu'on ne peut pas vaincre.

Ces faits ne semblent-ils pas prouver que la matière grasse qui est la cause de toutes ces différences, comme on le verra plus loin, se sépare dans les mamelles de la vache comme dans un vase inerte? Ce qui confirme cette opinion, c'est que la proportion de beurre qui s'accumule dans la dernière portion du lait est d'autant plus grande que le séjour a été plus prolongé.

Quand on vient à analyser la portion du lait prise, au milieu même de la traite, elle se rapproche généralement davantage par sa composition, du lait reçu au commencement de cette même traite. Enfin, un dernier fait, digne d'intérêt, mais qu'il était facile de prévoir, s'observe entre le lait des vaches suivant qu'elles sont au milieu de l'herbage, en pleine pâture, ou bien rentrées la nuit à l'étable, et privées d'aliment. Dans le premier cas, l'influence de l'alimentation est tellement immédiate que l'on reçoit un lait sensiblement plus riche que dans le second cas. Il y a donc perte à éloigner la traite du moment de l'ingestion des aliments.

Le traitement du résidu par l'éther démontre que ces variations considérables sont exclusivement affectées au compte de la matière grasse. La partie insoluble dans l'éther varie à peine, et si l'on fait le dosage de l'azote ou des sels dans ces résidus d'origine si différente, on trouve des nombres presque constants. L'analyse est ainsi venue confirmer l'observation consignée par M. Donné (p. 394, dans le *Cours de microscopie*, publié en 1844) : « L'élément gras, suspendu sous forme de globules, fait seul varier la pesanteur spécifique du lait, et après l'avoir séparé par le filtre, on trouve que la densité du lait filtré ne varie pas d'une manière sensible quelle que soit la différence que présentent les laits eux-mêmes avant d'être filtrés. »

RÉSIDU SEC pour 100 de lait.	PARTIE SOLUBLE dans l'éther ; matière grasse.	PARTIE insoluble dans l'éther; sucre de lait, caséum et sels.	AZOTE pour 100 parties du résidu épuisé par l'éther.	SELS pour 100 parties du résidu épuisé par l'éther.	OBSERVATIONS.
9,9	1,8	8,1	»	»	Vache n° 1,
15,85	6,6	9,25	»	»	la Blanche.
9,90	0,8	9,1	»	»	»
17,82	9,60	8,22	»	»	»
10,41	1,07	9,34	6,36	0,71	»
21,30	13,20	8,10	6,28	0,80	»
12,0	3,30	8,70	5,88	0,75	»
21,2	13,10	8,10	6,09	0,84	»
13,6	5,23	8,37	»	»	»
18,50	10,70	7,80	»	»	»
17,19	9,70	7,49	»	»	»
16,93	8,60	8,33	6,69	1,11	»
11,01	2,20	8,81	5,32	»	»
17,63	9,70	7,93	6,26	0,74	»
13,20	4,40	8,80	6,42	0,63	»
17,50	9,10	8,40	5,70	0,70	»
13,15	4,30	8,85	5,96	»	»
17,29	8,80	8,49	»	»	»
14,60	7,20	7,40	»	»	»
13,33	7,10	6,23	»	»	»
15,28	4,90	10,38	»	»	»
14,73	5,10	9,63	»	»	»
12,84	4,90	7,94	»	»	»
13,08	4,30	8,78	»	»	»
9,62	1,22	8,40	6,34	0,75	Vache n° 2,
19,07	11,20	7,87	6,11	0,74	la Rouge.
14,37	5,90	8,47	5,92	0,77	»
18,93	10,50	8,43	6,00	0,77	»

NOTA. Les résidus analysés sont ceux qui figurent dans le tableau n° 1.

Le lait de la femme présente aussi des variations très-appréciables dans sa composition, suivant qu'il est recueilli avant ou après avoir donné le sein à l'enfant.

LAIT DE FEMME.

DATE de l'expérience.	LAIT recueilli avant d'avoir donné le sein à l'enfant ; résidu sec pour 100.	LAIT recueilli après avoir donné le sein à l'enfant ; résidu sec pour 100.	MOYENNE.	TEMPS ÉCOULÉ depuis le dernier allaitement.	HEURE de la prise du lait pour l'expérience.
1843					
8 nov.	10,58	12,93	11,8	10 h. 30′	8 h. 30′ matin
8 »	10,81	12,32	11,5	8 h. 30′	5 h. soir
10 »	12,78	15,52	14,0	5 h. 30′	5 h. 30′ soir
10 »	12,18	15,41	13,8	4 h.	9 h. 30′ soir
9 »	13,46	14,57	14,0	1 h. 30′	7 h. 30′ soir

Le lait dont les analyses sont consignées dans le tableau précédent est celui d'une nourrice de vingt-sept ans, accouchée depuis onze mois, et qui nourrissait son cinquième enfant.

On remarquera qu'après un séjour prolongé dans les organes sécréteurs, le lait de la femme possède une richesse moyenne très-sensiblement moindre. Enfin, les différences que présente la composition du lait de femme doivent être attribuées exclusivement à la matière grasse : comme dans le lait de la vache, la partie du résidu insoluble dans l'éther, la proportion d'azote et les sels restent sensiblement dans les mêmes rapports.

LAIT DE FEMME.

RÉSIDU SEC pour 100 de lait.	PARTIE SOLUBLE dans l'éther ; matière grasse.	PARTIE INSOLUBLE dans l'éther ; sucre de lait, caséum et sels.	AZOTE pour 100 parties du résidu épuisé par l'éther.	SELS pour 100 parties du résidu épuisé par l'éther.
10,58	2,0	8,58	1,52	0,98
12,93	1,9	11,03	»	»
10,81	3,3	7,51	1,89	»
13,32	4,1	8,22	1,85	1,1
13,46	4,9	8,56	1,58	»
14,57	6,1	8,47	2,11	»
12,78	3,9	8,88	2,0	»
15,52	7,4	8,12	»	»
12,18	3,3	8,88	»	»
15,41	7,0	8,41	»	»

Si la disposition de la mamelle chez la vache permet de supposer que la matière grasse surnage peu à peu, et s'échappe la dernière au dehors, il paraît difficile d'admettre la même interprétation en ce qui concerne la femme. Cette particularité mériterait peut-être d'attirer l'attention des physiologistes.

Il n'était pas sans intérêt de constater le degré de fidélité que l'on devait attribuer au *lactoscope* de M. Donné, en rapprochant les résultats qu'il fournit de ceux de l'analyse. On voit que cet instrument peut donner dans la pratique des indications utiles, mais bien éloignées de la rigueur que l'on rencontre dans les méthodes chimiques. C'est une simple approximation qui trouve son avantage dans la rapidité de ses résultats.

RÉSIDU SEC pour 100 de lait.	INDICATIONS fournies par le lactoscope pour le lait analysé.	OBSERVATIONS.
10,52	109	
10,96	36	
11,65	38	
11,89	40	
13,14	21	
13,65	23	
13,89	19	
14,26	25	
16,66	11	
17,17	15	
19,20	10	
* 10,88	94	* Les cinq derniers nombres ont été recueillis par un observateur dont la vue était différente.
* 10,96	56	
* 12,13	25	
* 13,72	20	
* 20,0	10	

Avantages de la traite fractionnée pour la fabrication du beurre.

La séparation de la matière grasse du lait dans la mamelle de la vache est un fait que l'économie rurale doit mettre à profit. Il indique naturellement de réserver les dernières portions de la traite pour obtenir le beurre.

Les expériences suivantes montrent qu'en opérant ainsi l'on

peut arriver à fabriquer deux fois plus de beurre avec une même quantité de lait.

Cette méthode des traites fractionnées ne serait donc pas à dédaigner dans une exploitation considérable où l'on viserait au plus grand rendement en lait et en beurre.

Vache, n° 1 ; *la Blanche.*

1° Du 21 août 1843 au 28 août inclusivement, cette vache a fourni 106,056 grammes de lait qui ont donné 4,850 grammes de beurre lavé et non fondu ; soit, 4,57 de beurre pour 100 de lait.

2° 62,415 grammes de lait du 6 septembre au 10 septembre inclusivement ont donné 2,870 de beurre ; soit 4,5 de beurre pour 100 de lait.

En sacrifiant ainsi tout le lait de la vache à la production du beurre, on obtient 4,5 de beurre pour 100 de lait.

3° Poids du lait recueilli du 27 septembre au 3 octobre = 79,025 grammes.

Lait de la dernière portion mis de côté en fractionnant les traites.	18,765 grammes.
Beurre obtenu.	1,245

Soit, 6,63 pour 100 du lait employé.

4° Poids du lait recueilli du 4 octobre au 7 octobre inclusivement = 42,835 grammes.

Lait de la dernière portion mis de côté en fractionnant les traites.	8,565 grammes.
Beurre obtenu.	721

Soit, 7,53 pour 100 du lait employé.

5° Poids du lait recueilli du 8 octobre au 15 octobre inclusivement = 85,850 grammes.

Lait de la dernière portion mis de côté en fractionnant les traites.	12,495 grammes.
Beurre obtenu.	1,050

Soit, 8,4 pour 100 du lait employé.

FIN.

TABLE DES AUTEURS

PAR ORDRE ALPHABÉTIQUE.

FIN DE LA TABLE.

